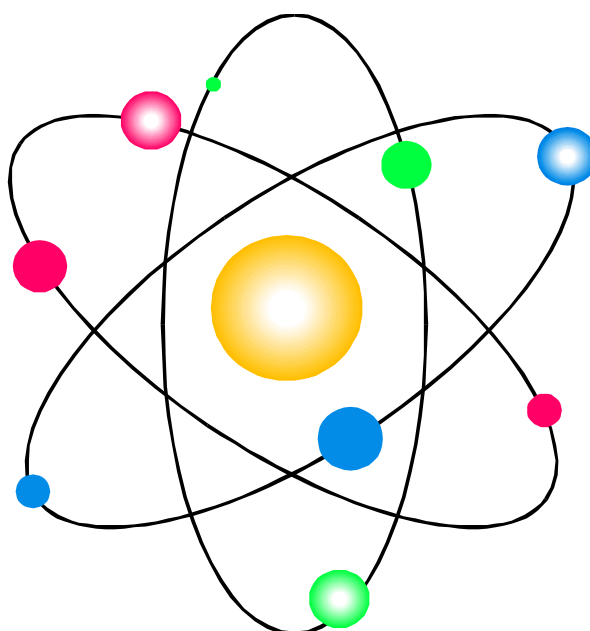


CEFET QUÍMICA
UNIDADE RJ

QUÍMICA GERAL I
TEORIA



1º PERÍODO

ENSINO INTEGRADO

Montagem e revisão: Profª. Ana Paula da Costa Ilhéu Fontan

SUMÁRIO

CAPÍTULO 1 : O ESTUDO DA MATÉRIA	0
CAPÍTULO 2 : AS LEIS PONDERAIS E O ÁTOMO	18
CAPÍTULO 3 : DESCOBRINDO A ESTRUTURA ATÔMICA.....	28
CAPÍTULO 4 : PRINCIPAIS CARACTERÍSTICAS DO ÁTOMO.....	31
CAPÍTULO 5 : EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS.....	35
CAPÍTULO 6 : CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA.....	48
CAPÍTULO 7 : PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS.....	61
CAPÍTULO 8 :LIGAÇÕES IÔNICAS OU ELETROVALENTES.....	72
CAPÍTULO 9 : LIGAÇÕES COVALENTES.....	83
CAPÍTULO 10 : POLARIDADE DAS LIGAÇÕES.....	106
CAPÍTULO 11 : GEOMETRIA E POLARIDADE DAS MOLÉCULAS.....	118
CAPÍTULO 12 : FORÇAS INTERMOLECULARES.....	124
CAPÍTULO 13 : LIGAÇÃO METÁLICA.....	137
TABELAS.....	141
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	142

CAPÍTULO 1

O ESTUDO DA MATÉRIA

O universo é composto por matéria e energia. Existem diferentes qualidades de matéria (denominadas substâncias) e diversos tipos de energia. Matéria e energia são mensuráveis e estão intimamente relacionadas. Matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço (tem volume) e energia, é a capacidade de realizar trabalho, nas mais diferentes formas. A energia tem dois princípios: o da conservação e o da transformação, ou seja, a energia não pode ser destruída ou criada, apenas transformada.

A Química é o estudo da matéria, da estrutura da matéria, de suas transformações e da energia envolvida nestas transformações.

A matéria tem propriedades que podem caracterizá-la e especificá-la: propriedades gerais, funcionais e específicas.

- **Propriedades gerais:** inerentes a qualquer tipo de matéria (massa, volume, elasticidade, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade).
- **Propriedades funcionais:** comuns a determinados grupos de substâncias, denominadas funções (ácidos, sais, etc.).
- **Propriedades específicas:** características de cada tipo de matéria.
- ✓ **Organolépticas:** podem ser verificadas pelos sentidos (estado de agregação, cor, sabor, odor, brilho).
- ✓ **Químicas:** responsáveis pelos tipos de transformações que cada matéria é capaz de sofrer.
- ✓ **Físicas:** correspondem a valores experimentais encontrados a partir do comportamento observado para cada tipo de matéria, quando este é submetido a determinadas condições, que não alteram a constituição da matéria. As propriedades com as quais mais trabalharemos são: densidade, ponto de fusão e ponto de ebulição.

PRINCIPAIS CONCEITOS RELACIONADOS À MATÉRIA

Fases ou estados físicos da matéria

A matéria pode apresentar-se em três fases: sólida, líquida, gasosa. As fases da matéria são interconvertíveis.

Sólido:

Caracteriza-se por ter forma e volume definidos.

- As forças de atração de suas partículas são maiores que as forças de repulsão.

Líquido:

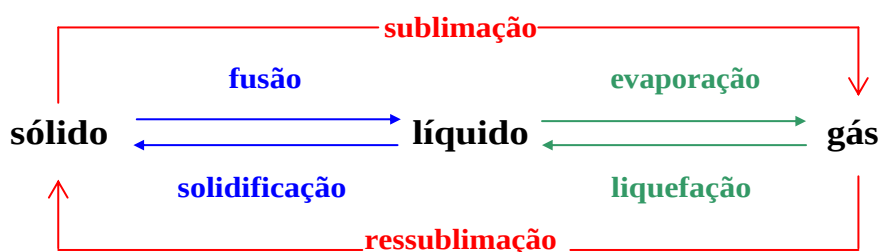
Tem apenas o volume definido e não a forma, o líquido assume a forma do recipiente que o contém.

- As forças de atração e repulsão se equivalem.

Gasoso:

Não apresenta nem forma nem volume definido.

- As forças de repulsão são maiores que as de atração.



É importante lembrar a diferença entre evaporação e ebulição, embora ambas refiram-se à passagem do líquido para o gasoso:

- a evaporação ocorre em qualquer temperatura, de forma espontânea.
- a ebulição ocorre de uma forma “forçada”, em uma temperatura determinada. Exemplo disto é a água, que evapora em qualquer temperatura, mas entra em ebulição a 100 °C .

Diferença entre gás e vapor

- ✓ Vapor: Designação dada à matéria no estado gasoso, quando é capaz de existir em equilíbrio com o líquido ou com o sólido correspondente, podendo sofrer liquefação pelo simples abaixamento de temperatura ou aumento da pressão.
- ✓ Gás: Fluido elástico, impossível de ser liqüefeito só por um aumento de pressão ou só por uma diminuição de temperatura, o que o diferencia do vapor.

Elemento químico

A matéria é formada por átomos. Apesar de conhecermos uma infinidade de matérias diferentes, só se conhecem um pouco mais de uma centena de tipos de átomos quimicamente diferentes. O conjunto de cada um desses tipos de átomos representa um elemento químico (posteriormente será visto um conceito exato de elemento químico) que tem nome e símbolo próprio, usado internacionalmente.

O símbolo é a representação abreviada do elemento. Confecciona-se o símbolo utilizando-se a letra inicial maiúscula de seu nome latino e, quando necessário, esta é seguida de uma outra letra minúscula, em geral a segunda do nome. Algumas vezes a inicial maiúscula do nome latino do elemento não coincide com a inicial do seu nome em Português, o que pode gerar certa confusão. Veja os exemplos:

Elementos	Símbolos
Hidrogênio	H
Carbono	C
Cálcio	Ca (são usadas 2 letras para não confundir com o anterior)
Boro	B
Bromo	Br
Potássio	K (do latim kalium)
Sódio	Na (natrium)
Prata	Ag (argentum)
Chumbo	Pb (plumbum)
Mercúrio	Hg (hydrargium)
Enxofre	S (sulfur)
Estanho	Sn (stannum)
Antimônio	Sb (stibium)
Cobre	Cu (cuprum)
Ouro	Au (aurum)

Substância química

A reunião dos elementos forma as substâncias, assim como a reunião das letras do alfabeto forma as palavras.

Os átomos dos elementos conhecidos podem reunir-se formando agrupamentos diferentes que podem ser moléculas ou agregados iônicos. O grupo de moléculas ou agregados iônicos representa então uma espécie química bem definida, a substância.

As **moléculas** são formadas por **átomos ligados entre si**. A molécula é a menor porção de uma substância formada por átomos.

Os **agregados iônicos** não são formados por átomos e sim **por íons**, espécies químicas carregadas eletricamente, que se mantêm reunidos em virtude da atração elétrica. Logo, a menor porção da substância iônica não é uma molécula e sim um agregado iônico.

Substâncias são diferentes espécies de matéria. Como as substâncias podem ser moleculares ou iônicas é importante concluir que:

“Toda matéria é formada por átomos ou íons”.

As substâncias são representadas por fórmulas. Há diversos tipos de fórmulas; a que indica o número de átomos de cada elemento presente é chamada fórmula molecular (no caso de substâncias formadas por moléculas) ou íon-fórmula (no caso de substâncias formadas por agregados iônicos).

Exemplos:

- ✓ H_2SO_4 – a fórmula indica que esta substância é formada por 2 átomos de hidrogênio, 1 átomo de enxofre e 4 átomos de oxigênio. $\Rightarrow$ fórmula molecular
- ✓ O_2 – indica que a substância é formada por 2 átomos de oxigênio. $\Rightarrow$ fórmula molecular
- ✓ NaCl – indica que a substância é formada por um íon Na^+ e um íon Cl^- . $\Rightarrow$ íon-fórmula

Substância pura e mistura

Substância pura:

Formada por moléculas (ou agregados iônicos) todas iguais entre si. Tem propriedades e características bem definidas e composição química constante.

Mistura:

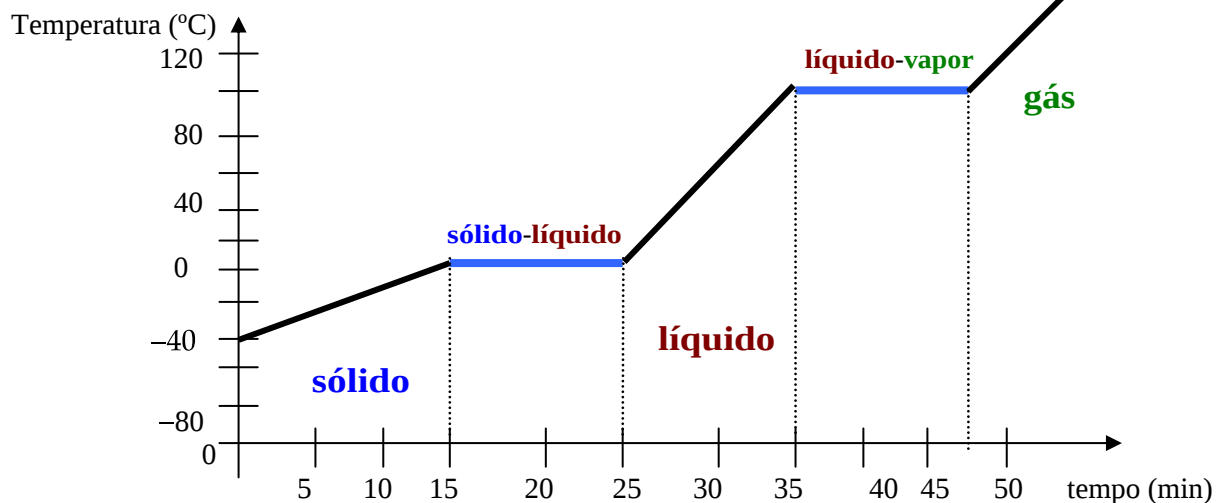
É a reunião de duas ou mais substâncias puras que não interagem (as moléculas permanecem inalteradas - fenômeno físico). O álcool comercial, por exemplo, é uma mistura de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) e água (H_2O); o ar é uma mistura de gases (N_2 , O_2 , etc.). A composição de uma mistura pode variar e, por esta razão, não podemos associar a ela uma fórmula.

▪ Como diferenciar substância pura de mistura?

A maneira mais eficiente de diferenciar, na prática, uma *substância pura* de uma *mistura* consiste na análise de seus comportamentos quanto às mudanças de estado físico.

Comparando a ebulição da água pura com a da água salgada observa-se que a água pura começa e termina sua ebulição à mesma temperatura t enquanto que a água salgada (mistura) começa e termina sua ebulição em temperaturas diferentes (t_1 e t_2).

Observe a seguir o gráfico, *temperatura x tempo*, relativo ao aquecimento de água pura, do *estado sólido* (gelo) ao *estado gasoso* (vapor).



A partir do gráfico podemos montar o seguinte quadro:

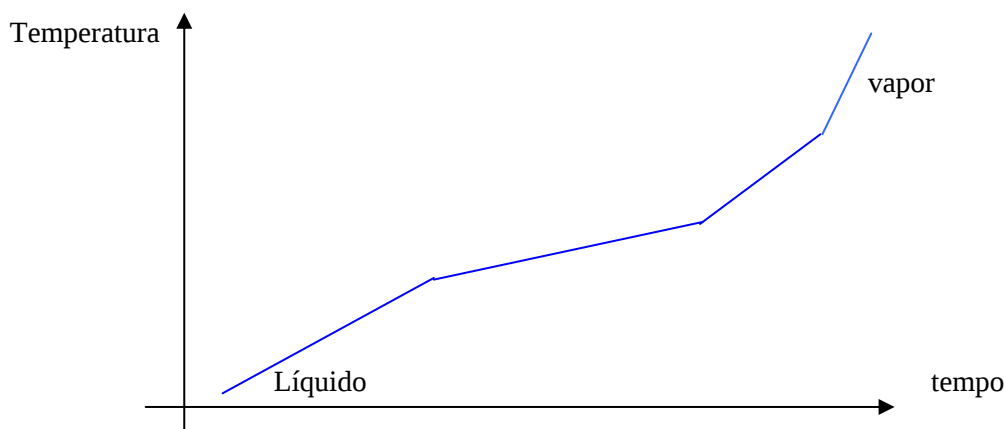
Tempo (min)	Temperatura (°C)	Estado físico
0 a 15	- 40 a 0	Sólido
15 a 25	0	Sólido-líquido
25 a 35	0 a 100	Líquido
35 a 47	100	Líquido-vapor
Acima de 47	Mais que 100	gasoso

Se tivermos uma substância pura, as mudanças de fase irão ocorrer em condições constantes, ou seja, bem definidas – daí serem chamadas de constantes físicas. As constantes físicas são muito usadas nos laboratórios para identificação de substâncias puras.

A passagem do estado sólido para o líquido (ou vice-versa) ocorre em uma determinada temperatura, chamada de **Ponto de Fusão (PF)**. Já a passagem do líquido para o gasoso (ebulição) é chamada de **Ponto de Ebulição (PE)**. Cada substância pura apresenta um ponto de fusão e um ponto de ebulição característico, como já foi dito.

A pressão atmosférica (força que a atmosfera exerce sobre a Terra) é muito importante para o ponto de ebulição. **Ao nível do mar, considera-se a pressão igual a 1 atm ou 760 mmHg.** Se a pressão for maior que este valor, o ponto de ebulição será maior; se a pressão for menor, o ponto de ebulição também será menor. Desta forma, a água ferve a 100 °C ao nível do mar, enquanto que, em uma montanha, ferve abaixo de 100 °C.

Para uma mistura como a de água e sal, o gráfico será do tipo:



Misturas eutéticas e azeotrópicas

Existem misturas que, durante as mudanças de fase, se comportam como substâncias. Uma mistura de 95,57 partes de álcool com 4,43 partes de água, ferve à temperatura constante de 76,3 °C, como se fosse uma única substância. A mistura, cuja **temperatura de ebulição é constante**, é chamada de **mistura azeotrópica**. (Esta é uma das razões por que não se consegue obter álcool puro através da destilação.)

Outro caso é o de várias ligas metálicas (mistura de sólidos) que se fundem a uma temperatura constante, como se fossem uma única substância. A mistura cujo **ponto de fusão é constante** é chamada de **mistura eutética**.

Fenômeno físico e fenômeno químico

Chamamos de *sistema* ao conjunto de materiais que são isolados de todos os outros com a finalidade de serem estudados.

Se as características iniciais de um sistema são diferentes das finais, dizemos que ele sofreu uma transformação (ou fenômeno).

Fenômeno Físico:

Ao aquecermos iodo puro, que é um sólido, cinzento e brilhante, observamos o aparecimento de vapores roxos, que, em contato com uma superfície fria, forma cristais cinzentos e brilhantes. Ao compararmos as propriedades da substância no estado inicial com as que aparecem no estado final, notamos que são idênticas. Antes e depois do aquecimento seguido de resfriamento, continuamos tendo iodo. Houve, nesse caso, uma mudança de estado físico – de sólido para gasoso – chamada *sublimação* e outra – de gasoso para sólido – chamada *ressublimação*. Ocorreu uma transformação física, pois a substância não se altera.

Podemos dizer então que **fenômeno físico** é o processo no qual **não se formam novas substâncias** (não há alteração da estrutura da matéria). Exemplos:

- ✓ As mudanças de estado físico.
- ✓ Aquecer o ferro até que fique incandescente.
- ✓ Adicionar açúcar à água (formação de mistura).

Fenômeno Químico:

Aquecer sempre provoca mudança de estado?

Analisemos o que ocorre quando se aquece açúcar para fazer calda, por exemplo. Observaremos que as propriedades apresentadas inicialmente pelo açúcar vão se modificando ao longo do aquecimento e ao final teremos um sólido escuro, de propriedades bem distintas das do sólido inicial. Neste caso teremos uma transformação química.

Podemos dizer então que **fenômeno químico** é o processo no qual há alteração da estrutura da matéria, com **formação de novas substâncias**.

O fenômeno químico é comumente chamado de reação química.

Que observações experimentais devem indicar a ocorrência de um fenômeno onde a matéria tenha tido a sua estrutura alterada (fenômeno químico)?

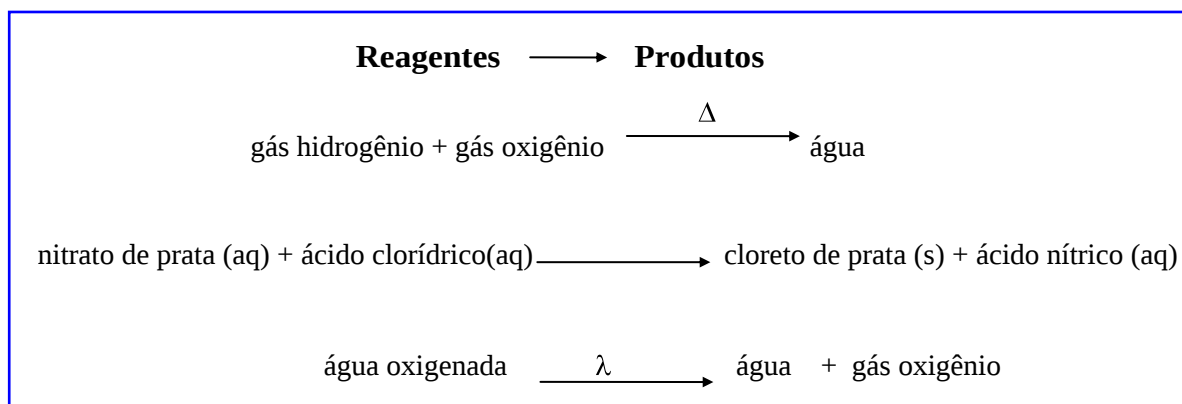
- Saída de gases (mesmo sem ter havido aquecimento);
- Formação de precipitado (substância formada através de uma reação e que não é solúvel no meio onde está sendo formada, provocando uma turvação);
- Mudanças inesperadas de cor e aspecto.

Quando as substâncias interagem quimicamente (fenômeno químico) esta interação é representada por uma equação química que tem as seguintes características:

- No primeiro membro (à esquerda), indicamos as substâncias que vão interagir e sofrer a transformação. Cada espécie de substância (se houver mais de uma) é separada da outra por um sinal de +. A esse conjunto damos o nome de reagentes.
- No segundo membro (à direita), indicamos as substâncias que resultaram da interação entre os reagentes, obtidas pela transformação dos reagentes. Separamos estas substâncias (se houver mais de uma) por um sinal de +. A esse conjunto damos o nome de produtos.
- Entre os reagentes e os produtos colocamos uma seta apontando no sentido dos produtos. Esta seta indica transformação.
- Sobre a seta ou embaixo dela colocamos alguns símbolos indicando as condições na qual a reação se efetiva (em alguns casos, as condições de ocorrência também podem vir ao lado das substâncias).

Δ = calor cat. = catalisador λ = energia luminosa (luz) aq. = meio aquoso

Podemos exemplificar algumas reações:



Substância simples e substância composta

Substância simples:

É o tipo de substância que não pode ser decomposta por agentes físicos; não é capaz de originar outras substâncias. É formada por átomos de um mesmo elemento químico. Ex: H₂, O₂, N₂, He, Fe

Observações:

- Algumas substâncias simples são formadas por moléculas constituídas por dois átomos do elemento (diatômicas) e, como tal, devem ser representadas com um índice 2 abaixo e à direita do símbolo. Se as representarmos com apenas um átomo estaremos incorrendo em um erro, pois esta seria a representação do elemento e não da substância. Ex: H – elemento hidrogênio; H₂ – substância simples hidrogênio.

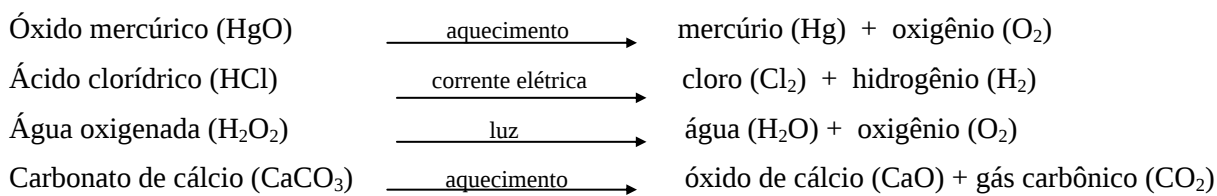
- Há átomos que permanecem isolados, não formando moléculas. Por exemplo, um átomo de hélio representa, simultaneamente, o elemento hélio e a substância simples hélio.
- Os metais formam agregados de muitos átomos unidos. A representação correta seria Fe_n , Cu_n , Na_n , etc., mas, por simplificação representamos os metais por seus símbolos (Fe, Cu, Na). Portanto, Na é a representação tanto do elemento sódio como da substância simples sódio, também conhecida como sódio metálico.
- Há átomos que podem se agrupar de diferentes maneiras, formando moléculas diferentes e, portanto, substâncias diferentes. Por exemplo, dois átomos de oxigênio formam uma molécula da substância simples oxigênio (O_2); três átomos do mesmo elemento formam a substância simples ozônio (O_3). Este fenômeno é denominado alotropia, dizendo-se, então, que o O_2 e o O_3 são formas alotrópicas do elemento oxigênio.

Substância composta ou composto químico:

É aquela que, por ação de um agente físico (calor, luz, eletricidade), sofre reação de *decomposição*, originando duas ou mais substâncias (que podem ser simples ou compostas). É formada por átomos (ou íons) de elementos químicos diferentes. Ex: CO_2 , H_2O , NH_3 , HCl , NaCl , KNO_3

Veja os exemplos de reações de decomposição:

Substâncias compostas



Resumindo

Substância pura é aquela constituída por moléculas (ou agregados iônicos) quimicamente iguais:

simples – um só elemento

composta – mais de um elemento

Mistura é o conjunto de duas ou mais substâncias. É obtida quando duas ou mais substâncias são colocadas em contato sem se alterar, isto é, quando elas não reagem **entre si**.

Tipos de misturas

Já vimos que, quando duas ou mais substâncias químicas são colocadas em contato e preservam suas características químicas, originam uma mistura. De acordo com o aspecto, as misturas podem ser classificadas em:

Homogêneas:

Apresentam o mesmo aspecto em todos os pontos, isto é, são do ponto de vista visual, homogêneas (mesmo que observadas em microscópios muito potentes).

Ex: Água e álcool; água e sal de cozinha; ar.

Nota:

- As misturas de gases são sempre homogêneas.

- As misturas homogêneas são também chamadas de soluções.

Atenção

Dissolver : misturar substâncias que não reajam entre si, formando solução.

Diluir : acrescentar mais solvente a uma solução.

Concentrar : adicionar mais soluto a uma solução ou retirar solvente.

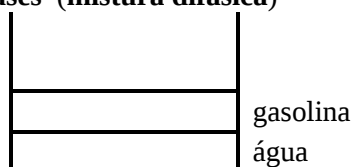
Heterogêneas:

Podemos distinguir seus componentes (visualmente ou através de microscópios).

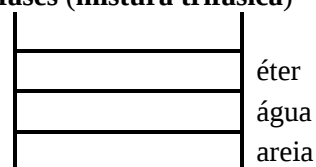
Ex: Água e areia; óleo e vinagre; leite.

Denomina-se **fase** a cada uma das partes homogêneas de uma mistura heterogênea.

2 fases (mistura difásica)



3 fases (mistura trifásica)



Observações

- Toda mistura homogênea é monofásica. Por exemplo, uma mistura de 10 gases é monofásica apesar de possuir 10 substâncias.
- Uma substância pura pode ter aspecto heterogêneo, como por exemplo, água e gelo.

Relação entre massa e volume

Massa e volume são propriedades mensuráveis da matéria. A massa de um corpo é determinada em balanças, comparando-a com outra massa conhecida denominada de padrão e sua unidade no Sistema Internacional (SI) é o **quilograma (kg)**. Já o volume corresponde ao espaço ocupado por determinada quantidade de matéria e sua unidade no SI é o **metro cúbico (m³)** (1m³ = 1000 L).

Massa e volume se relacionam e esta relação, denominada **densidade**, varia de substância para substância. Sendo uma propriedade específica, a densidade pode ser usada na caracterização de uma substância pura.

Exemplo:

Álcool etílico

massa (g)	volume (cm ³)
0,8	1,0
400	500
800	1000

Água

massa (g)	volume (cm ³)
10	10
500	500
1000	1000

Observe que a relação massa/volume é constante:

$$\text{Álcool: } \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = 0,8 \text{ g/cm}^3$$

$$\text{Água: } \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = 1,0 \text{ g/cm}^3$$

A unidade de densidade é uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume, que, nos casos vistos, é grama/centímetro cúbico (g/cm³).

Observações

- A densidade é diretamente proporcional à massa e inversamente proporcional ao volume. Assim, para uma mesma massa, a substância que tiver a maior densidade ocupará menor volume e a que tiver menor densidade, ocupará um maior volume.
- Uma substância menos densa “flutuará” sobre a mais densa (tal como o óleo de cozinha $d = 0,9 \text{ g/cm}^3$ e a água, $d = 1,0 \text{ g/cm}^3$).
- Embora 1 mL seja rigorosamente igual a 1 cm^3 , em termos de volume, o cm^3 é mais conveniente
- de ser usado, já que para sólidos não há como medir mL.

Para relembrar as unidades

1) Faça a conversão de unidade pedida, conforme o modelo:

- a) 1,5 L = 1500 mL b) $2,8 \text{ m}^3 = \dots\dots\dots \text{L}$ c) $0,054 \text{ L} = \dots\dots\dots \text{mL}$ d) $328 \text{ cm} = \dots\dots\dots \text{mL}$
e) $8700 \text{ mL} = \dots\dots\dots \text{L}$ f) $0,3 \text{ m}^3 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$ g) $3,3 \cdot 10^3 \text{ mL} = \dots\dots\dots \text{L}$ h) $25 \text{ L} = \dots\dots\dots \text{cm}^3$
i) $350 \text{ m}^3 = \dots\dots\dots \text{mL}$ j) $8,0 \cdot 10^{10} \text{ mL} = \dots\dots\dots \text{L}$

2) Transforme as massas para gramas (g):

- a) 0,20 kg b) 200 mg c) 10^{-3} kg d) $5,0 \cdot 10^2 \text{ mg}$

3) Transforme os volumes para litros (L):

- a) $1,0 \text{ dm}^3$ b) 100 mL c) 200 cm^3 d) $3,0 \text{ m}^3$

4) Transforme para kg:

- a) 200 g b) $2 \cdot 10^5 \text{ mg}$ c) 500 g d) 100 mg

5) Transforme para mL:

- a) 1,0 L b) $2,0 \text{ m}^3$ c) 100 cm^3 d) 20 L e) 4 dm^3

6) Transforme as pressões:

- a) 1520 mm Hg para atm b) 0,5 atm para mm Hg
c) 38 cm Hg para atm d) 0,3 atm para cm Hg

EXERCÍCIOS

1) Escreva o nome ou o símbolo nos itens abaixo:

a) Se os símbolos de elementos diferentes começam pela mesma letra, o elemento que ocorre mais frequentemente ou o que é mais útil, é indicado comumente por uma única letra maiúscula. H _____ ocorre mais frequentemente do que o He _____. Ambos são gases muito leves, sendo o primeiro reativo e o segundo inerte.

b) O elemento N, _____, é o componente de um gás inerte, comum na natureza enquanto o neônio, _____, é um gás raro, porém estável.

c) Outro elemento cujo símbolo começa com N é o níquel. Enquanto os elementos do item anterior representam substâncias gasosas, o níquel, _____, é um sólido metálico, componente importante de aços inoxidáveis.

d) Magnésio, _____, é um metal muito leve usado na fabricação de objetos. Tanto o magnésio como o manganês, _____, é misturado a outros metais para formar ligas importantes.

- e) C, _____, é um elemento que ocorre em todos os seres vivos. Graças a isso, a parte da química que estuda seus compostos é denominada de química orgânica.
- f) O elemento Ca, _____, ocorre em grande quantidade na crosta terrestre numa rocha chamada calcário.
- g) Co, _____, é o elemento cujos compostos proporcionam a cor azul a muitos vidros.
- h) A substância Cl_2 é muito utilizada na purificação da água. O elemento formador desta substância chama-se _____.
- i) O aço inoxidável é constituído de ferro, _____, cerca de 18% de cromo, _____ e 8% de níquel.
- j) O As, _____, é um veneno para os seres vivos. O Ar, _____, por outro lado, não os prejudica.
- l) A areia é o composto mais comum do silício, _____.
- m) A substância I_2 é um sólido cinza. Sua solução alcoólica é usada como anti-séptico e o elemento que a forma é o _____.
- n) Vidros resistentes ao calor contêm certa quantidade de B, _____.
- o) O antimônio, _____, é usado em ligas para tipos de imprensa. Os antigos egípcios usavam seus compostos para escurecer as sobrancelhas.
- p) Muitos automóveis são protegidos contra corrosão por meio de um revestimento com zinco, _____.
- q) A fabricação de papel requer grandes quantidades de S, _____.
- r) O antibiótico aureomicina tem seu nome derivado da palavra “aurum”. Aureomicina significa “bolor de ouro”, elemento cujo símbolo é _____.
- s) O minério mais importante do mercúrio, _____, é o cinábrio.
- t) Ag, _____, é um dos melhores condutores metálicos de eletricidade. Entretanto, o condutor mais frequentemente utilizado é o cobre, _____, por ser muito mais barato.
- u) O latão é uma liga de cobre e zinco. O bronze, por outro lado, é uma liga de cobre e estanho, _____.
- v) As baterias dos carros empregam muito chumbo, _____.
- x) Todas as plantas necessitam de K, _____, em seu processo de nutrição.
- z) Devido à sua baixa temperatura de combustão, uma das variedades alotrópicas do fósforo, _____, foi empregada em palitos, que denominados de fósforos de segurança.

2) Organize, em ordem crescente, as seguintes medidas de volume: 100 L; 1m^3 ; 1000 mL; 500cm^3 ; 10dm^3 .

3) Considere que o volume de uma gota de água é igual a $5,0 \times 10^{-2}$ mL. Logo, podemos afirmar que o número de gotas de água necessário para encher uma caixa-d'água de $0,50\text{m}^3$ é igual a :

- a) 10^3 b) 10^4 c) 10^5 d) 10^6 e) 10^7

4) Observe as fórmulas: CO , N_2 , O_3 , CO_2 , O_2 , $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

- a) Quais representam substâncias simples?
 b) Quais representam substâncias compostas?
 c) Quais representam substâncias compostas binárias?
 d) Qual representa substância composta ternária?
 e) Qual representa substância simples triatômica?

5) Escrever O_2 é o mesmo que escrever 2 O ? Explique.

6) Reações químicas são fenômenos em que, necessariamente, ocorrem mudanças:

- a) de cor b) de estado físico c) na condutibilidade elétrica d) na massa e) na natureza das substâncias

Justifique sua resposta.

7) Um químico verificou que certa amostra de um sólido dissolve-se parcialmente numa certa quantidade de álcool. Empregando-se muita quantidade de álcool, o sólido não se dissolve mais. Em vista desses fatos, estará ele inclinado a acreditar que a amostra é uma mistura ou uma substância pura? Por quê?

8) Leia a seguir dois fragmentos de notícias publicadas em 1996 a respeito da possível existência de água na Lua, nos quais grifamos algumas palavras.

O segredo do abismo

[...] O problema, segundo Mendel, é que a uma temperatura tão baixa, além da água, outros **elementos** voláteis, como amônia, metano e gás carbônico, solidificam-se. Invisíveis na escuridão da cratera, eles poderiam Ter enganado os sinais de radar da Clementine. Para esclarecer as dúvidas, a Nasa lançará, em setembro do ano que vem uma outra nave em direção à Lua, a Lunar Prospector. Ela vai sobrevoar a mesma cratera, levando um equipamento chamado espectrômetro de nêutrons, capaz de identificar **moléculas de hidrogênio, um dos compostos da água**. “Será a prova definitiva”, acredita Mendel.

(Laurentino Gomes. *Veja*, 11/12/1996)

Lua pode ter água congelada, diz estudo norte-americano

[...] Segundo os pesquisadores, a descoberta pode levar à construção de um posto avançado na Lua. Isso porque, se **descongelado**, o gelo servirá não só como uma fonte de água para os futuros colonizadores, mas também para irrigar plantações que ficariam dentro da base espacial pressurizada. [...]

[...] Shoemaker acredita que, quando o cometa se chocou contra a Lua, uma pequena parte do vapor de água do cometa **congelou**, formando o lago.

(Folha de S.Paulo, 4/12/1996)

- a) Para que o primeiro texto fique quimicamente correto, que palavra deveria ser usada no lugar de **elementos**?
- b) Reescreva o trecho grifado no final da primeira notícia, de modo que fique correto.
- c) No segundo texto, para manter o rigor científico, que palavra deveria ser usada no lugar de **descongelado**? E para substituir **congelou**?

9) A irrigação artificial do solo pode ser feita de várias maneiras. A água utilizada para a irrigação é proveniente de lagos ou rios e contém pequenas quantidades de sais dissolvidos. Sabe-se, desde a mais remota Antiguidade, que a irrigação artificial intensa pode levar à salinização do solo, tornando-o infértil, principalmente em locais onde há poucas chuvas. Em regiões onde chove regularmente, de modo a não ser necessária a irrigação, a salinização não ocorre.

- a) Como se pode explicar a salinização do solo?
- b) Por que a água da chuva não provoca salinização?

10) Um material homogêneo A apresenta composição fixa. Pela passagem de corrente elétrica deu origem a duas substâncias, B e C. A substância B não pode ser decomposta em outras substâncias mais simples. Ao ser aquecida, a substância C formou um gás incolor e um sólido avermelhado. Em vista disso, classifique as substâncias A, B e C em substâncias simples e compostas.

11) Uma propaganda de cereais (sucrilhos) se aproveita do fato do cereal conter ferro e utiliza a imagem de um ímã atraindo os flocos. Sabe-se que os alimentos ou medicamentos contendo ferro não são atraídos por ímãs. Com base nessa informação, redija uma frase utilizando os conceitos de elemento, substância simples e composta, explicando aos leigos por que, apesar de os cereais conterem ferro, o ímã não seria capaz de atraí-los.

12) A panela de pressão permite que os alimentos sejam cozidos em água muito mais rapidamente do que em panelas convencionais. Sua tampa possui uma borracha de vedação que não deixa o vapor escapar, a não ser através de um orifício central sobre o qual assenta um peso que controla a pressão. Quando em uso, desenvolve-se uma pressão elevada no seu interior. Para sua operação segura, é necessário observar a limpeza do orifício central e a existência de uma válvula de segurança, normalmente situada na tampa.

I – A vantagem do uso da panela de pressão é a rapidez para o cozimento de alimentos e isso se deve:

- a) À pressão no seu interior, que é igual à pressão externa.
- b) À temperatura de seu interior, que está acima da temperatura de ebulição da água no local.
- c) À quantidade de calor adicional que é transferida para a panela.
- d) À quantidade de vapor que está sendo liberada pela válvula.
- e) À espessura da sua parede, que é maior que a das panelas comuns.

II – Se, por economia, abaixarmos o fogo sob uma panela de pressão logo que se inicia a saída de vapor pela válvula, de forma simplesmente a manter a fervura, o tempo de cozimento:

- a) Será maior porque a panela “esfria”.
- b) Será menor, pois diminui a perda de água.
- c) Será maior, pois a pressão diminui.
- d) Será maior, pois a evaporação diminui.
- e) Não será alterado, pois a temperatura não varia.

13) Dada a tabela:

Substância	Ponto de fusão (°C -1atm)	Ponto de ebulição (°C - 1atm)
A	- 180	- 45
B	- 35	30
C	10	120
D	- 60	15
E	70	320

Qual o estado físico de cada substância:

- a) nas condições ambientes (25 °C, 1 atm) ?
- b) num dia frio, cuja temperatura é de 5 °C ?
- c) num dia quente, cuja temperatura é de 35 °C ?

14) Aquecendo-se continuamente uma substância pura, à pressão constante, quando se observa a passagem do estado sólido para o líquido, a temperatura do sistema:

- a) é constante e igual ao ponto de ebulição.
- b) é constante, enquanto há sólido.
- c) é constante, mesmo depois que todo o sólido tenha desaparecido.
- d) aumenta gradativamente.
- e) aumenta até acabar o sólido.

15) O naftaleno, comercialmente conhecido como naftalina, empregado para evitar baratas em roupas, funde-se em temperaturas superiores a 80 °C. Sabe-se que bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm suas massas constantemente diminuindo, terminando por desaparecer sem deixar resíduo. Esta observação pode ser explicada pelo fenômeno da:

- a) fusão
- b) sublimação
- c) solidificação
- d) liquefação
- e) ebulição

16) Dois copos A e B contendo respectivamente 100 mL e 200 mL de água destilada, são aquecidos uniformemente com a mesma fonte de calor. Sendo t_A e t_B os tempos gastos para iniciar a ebulição nos copos A e B, podemos afirmar que :

- a) $t_A = t_B$; $PE_A = PE_B$
- b) $t_A < t_B$; $PE_A < PE_B$
- c) $t_A > t_B$; $PE_A > PE_B$
- d) $t_A > t_B$; $PE_A = PE_B$
- e) $t_A < t_B$; $PE_A = PE_B$

17) Colocando-se água bem gelada num copo de vidro, em pouco tempo este fica molhado por fora, devido à formação de minúsculas gotas de água. Para procurar explicar este fato, propuseram-se as duas hipóteses seguintes:

- a) Se aparece água do lado de fora do copo, então o vidro não é totalmente impermeável à água. As moléculas de água atravessando lentamente as paredes do vidro vão formando minúsculas gotas.

b) Se aparece água do lado de fora do copo, então deve haver vapor d'água no ar. O vapor d'água, entrando em contato com as paredes frias do copo, se condensa em minúsculas gotas.

Qual hipótese interpreta melhor os fatos? Como você justifica a escolha?

18) O número de substâncias simples entre as substâncias de fórmula: O_3 , H_2O , Na, P_4 , CH_4 , CO_2 e Co é:

- a) 2 b) 3 c) 4 d) 5 e) 7

19) Considerando-se a reação: $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$, entre reagentes e produtos estão presentes :

- a) 2 substâncias simples e 2 compostas b) 1 substância simples e 3 compostas
c) 3 substâncias simples e 1 composta d) 4 substâncias simples
e) 4 substâncias compostas

20) A embalagem de um produto comestível “natural” traz impressos os dizeres: ISENTO DE ELEMENTOS QUÍMICOS.

- a) Explique por que essa afirmação é incorreta. b) Como ela poderia ser enunciada corretamente?

21) Os sistemas a seguir são respectivamente:

I - poeira e ar II - gás carbônico III - água e açúcar IV - cloro

- a) mistura heterogênea, substância pura composta, mistura homogênea e substância pura simples.
b) mistura homogênea, substância pura simples, mistura heterogênea e substância pura simples.
c) mistura heterogênea, substância pura composta, mistura heterogênea e substância pura simples.
d) mistura homogênea, substância pura simples, substância pura composta, mistura heterogênea.
e) mistura heterogênea, substância pura simples, mistura homogênea, substância pura simples.

22) Todas as “águas” com as denominações a seguir podem exemplificar soluções de sólidos em um líquido, exceto:

- a) água potável b) água destilada c) água dura d) água mineral e) água do mar

23) Considere as seguintes afirmações:

- I - A água é uma mistura de hidrogênio e oxigênio.
II - O ar puro da montanha é uma substância pura.

Qual (quais) dessas afirmações está (ão) correta? Justifique.

24) Sejam dados os seguintes sistemas:

- I. $O_2(g) + N_2(g)$
II. Água (l) + álcool (l)
III. Água (l) + gasolina (l)
IV. Água (l) + éter (l)
V. Água potável

Quais constituem misturas homogêneas?

25) Em uma cena de filme, um indivíduo corre carregando uma mala tipo 007 (volume de 20 dm^3) cheia de barras de certo metal. Considerando que um adulto de peso médio (70 kg) pode deslocar com certa velocidade, no máximo o equivalente ao seu próprio peso, indique qual o metal contido na mala, observando os dados da tabela a seguir. a) alumínio b) zinco c) prata d) chumbo e) ouro

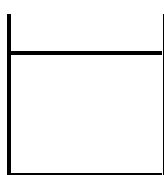
Metal	Densidade em g/cm^3
Alumínio	2,7
Zinco	7,1
Prata	10,5
Chumbo	11,4
Ouro	19,3

26) Três frascos não rotulados encontram-se na prateleira de um laboratório. Um contém benzeno, outro tetracloreto de carbono e o terceiro, metanol. Sabe-se que as suas densidades são, respectivamente, $0,87 \text{ g/cm}^3$, $1,59 \text{ g/cm}^3$ e $0,79 \text{ g/cm}^3$. Dos três líquidos, apenas o metanol é solúvel em água, cuja densidade é $1,00 \text{ g/cm}^3$. Sabendo-se que não se dispõe de balança e, com base nas informações dadas, explique como você faria para identificar os três líquidos. OBS: Os três líquidos são altamente tóxicos e não devem ser cheirados.

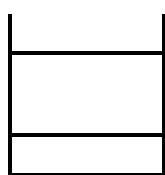
27) Três tubos de ensaio contêm, separadamente, amostras de 4 mL dos líquidos clorofórmio, etanol e gasolina. A cada um destes tubos foi adicionado 1 mL de água. As densidades destes líquidos estão abaixo relacionadas:

Substância	Densidade a 25 °C
água	$1,0 \text{ g/cm}^3$
etanol	$0,80 \text{ g/cm}^3$
gasolina	$0,70 \text{ g/cm}^3$
clorofórmio	$1,53 \text{ g/cm}^3$

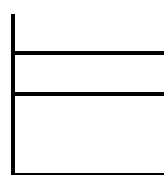
O comportamento das misturas em cada tubo está mostrado abaixo:



Tubo I



Tubo II



Tubo III

Qual a sequência correta, em presença de água, das amostras contidas nos tubos.

28) Na produção caseira de pães, usando-se fermento, é comum colocar-se uma bolinha de massa em um copo com água. Inicialmente a bolinha afunda na água e, decorrido algum tempo, ela flutua, indicando o momento de assar os pães.

Considerando-se o fenômeno descrito, é CORRETO afirmar que a bolinha flutua porque ela:

- a) se dissolve parcialmente na água;
- b) fica cheia de água;
- c) tem sua massa diminuída;
- d) se torna menos densa que a água.

29) Qual a diferença entre dissolver e diluir?

30) Explique como proceder para:

- a) Diluir uma solução alcoólica de iodo.
- b) Concentrar uma solução aquosa de dicromato de potássio.

RESPOSTAS

1) a) hidrogênio; hélio (não escreva com letras maiúsculas os nomes dos elementos numa sentença)

b) nitrogênio; Ne (os símbolos devem ser escritos em letra de forma).

c) Ni	d) Mg; Mn	e) carbono
f) cálcio	g) cobalto	h) cloro
i) Fe; Cr	j) arsênio; argônio	l) Si
m) iodo	n) boro	o) Sb
p) Zn	q) enxofre	r) Au
s) Hg	t) prata; Cu	u) Sn
v) Pb	x) potássio	z) P

2) $500 \text{ cm}^3 (0,5\text{L}) < 1000 \text{ mL} (1\text{L}) < 10 \text{ dm}^3 (10\text{L}) < 100 \text{ L} < 1\text{m}^3 (1000\text{L})$

3) e

4) a) N_2 , O_3 , O_2 b) CO , CO_2 , $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
c) CO , CO_2 d) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ e) O_3

5) Não. O_2 representa a substância simples oxigênio, enquanto 2 O representa que temos duas unidades de átomos de oxigênio.

6) letra e. Em um fenômeno pode ocorrer mudança nos itens a, b, c e d da questão sem que isso represente uma mudança na estrutura das substâncias. Todos esses itens podem representar fenômenos estritamente físicos.

7) Uma mistura. Um aumento na quantidade de solvente deveria dissolver o restante da amostra, caso tivéssemos apenas uma substância.

8) a) Substâncias.

b) ... de identificar **átomos de hidrogênio, um dos elementos formadores da água.**

c) fundido; ressublimou.

9) a) Na irrigação, junto com a água são acrescentados ao solo sais que estão dissolvidos nela.

b) Pois a água da chuva é destilada (não estamos considerando a dissolução do gás carbônico ou de poluentes atmosféricos).

10) A – substância composta; B – substância simples e C – substância composta.

11) As substâncias presentes no sucrilho são substâncias compostas, iônicas, que possuem o íon ferro em sua constituição. Só seria possível atrair o ferro com um ímã se houvesse no cereal a substância simples ferro, que possui propriedades magnéticas. Em ambos os casos há a presença do elemento químico ferro, mas as propriedades de cada uma dessas substâncias (a simples e a composta) diferem bastante.

12) I – b ; II – e

13) a) A – gás., B – líq., C – líq., D – gás., E – sol.

b) A – gás., B – líq., C – sol. D – líq. E – sol.

c) A – gás., B – gás., C – líq. D – gás. E –

14) b

15) b

16) e

17) A hipótese b. O vapor d'água, ao entrar em contato com as paredes do copo, sofre um resfriamento e passa para o estado líquido.

18) c

19) a

20) a) Está incorreta, pois todo produto comestível natural ou artificial é formado por elementos químicos.

b) “isento de aditivos químicos” (conservantes, aromatizantes, etc.).

21) a

22) b

23) I – errada; II – errada

24) I; II; V

25) a

26) Colocaria uma pequena quantidade de água em três recipientes. De cada um dos frascos retiraria uma pequena amostra e observaria seu comportamento frente à água Assim, a amostra que solubilizasse na água seria o metanol, a que ficasse abaixo dela seria o tetracloreto de carbono e a que ficasse acima dela seria o benzeno.

27) Tubo I – etanol; tubo 2 – gasolina; tubo III – clorofórmio.

28) d

29) Dissolver: misturar substâncias que não reajam entre si, formando solução.

Diluir: acrescentar mais solvente a uma solução.

30) a) acrescentar mais álcool à solução.

b) evaporar parte da água ou acrescentar mais dicromato de potássio (que é sólido à temperatura ambiente).

CAPÍTULO 2

AS LEIS PONDERAIS E O ÁTOMO

BREVE HISTÓRICO DA QUÍMICA

Desde o domínio do fogo, que possibilitou ao homem mais conforto e segurança, nossa raça, de natureza curiosa, tem manipulado materiais presentes na natureza, adaptando-os às suas necessidades e procurando compreender que princípios estão por trás de sua aparência e comportamento. Somos, portanto, desde tempos muito remotos, cientistas em potencial!

É importante observar que, apesar de já se conhecerem muitos produtos químicos e muitas técnicas de transformação, não existiam explicações para esses fenômenos. Os povos antigos se preocupavam mais com as práticas de produção das coisas do que com a teoria ou com a explicação dos porquês de as coisas acontecerem.

Considerando a cultura ocidental, temos na Grécia o início da preocupação com a explicação dos fenômenos e constituição da matéria (filósofos gregos). Temos, por exemplo, o filósofo Demócrito (460 – 370 a.C.) que afirmava que toda a matéria poderia ser dividida em partículas cada vez menores, até se chegar a uma partícula mínima que não poderia mais ser dividida, denominada de átomo. Segundo ele: “Todas as coisas, inclusive a alma, são feitas de matéria. Na verdade, só existem átomos e vazios”.

Ao contrário de Demócrito, Aristóteles (384 – 322 a.C.) acreditava que a matéria poderia ser dividida infinitamente e que tudo o que existia no Universo era formado por quatro elementos: **terra, água, fogo e ar**. Associa aos quatro elementos as qualidades: frio, quente, seco e úmido. Qualquer elemento poderia se interconverter em outro pela adição ou remoção da qualidade em comum.

Considerando que, durante séculos, os trabalhos de fazer as coisas (artesãos) e explicar os fenômenos (pensadores) eram completamente distintos, não é difícil compreender como a Ciência demorou a progredir. As idéias de Aristóteles, por exemplo, praticamente não foram alteradas e orientaram a Ciência por quase 2000 anos.

Depois do apogeu da cultura grega, precursora de nossa civilização, podemos citar a Alquimia, desenvolvida entre os árabes e europeus, na idade média (entre os anos 500 e 1500 da era cristã). Os alquimistas tentavam encontrar a chamada **"pedra filosofal"** (peça particular de matéria que concentraria o espírito universal e seria capaz de transformar qualquer metal em ouro) e o **"elixir da longa vida"** que tornaria o ser humano imortal. Embora não tendo conseguido alcançar as metas desejadas, em suas pesquisas os alquimistas desenvolveram novas técnicas e descobriram novos materiais. A Alquimia, portanto, embora não tenha contribuído significativamente para o desenvolvimento das explicações dos fenômenos, foi muito importante no desenvolvimento de técnicas que, posteriormente seriam utilizadas em estudos envolvendo uma maior metodologia.

No início do século XV surge o método experimental. Cientistas buscam racionalmente catalogar dados, derrubando os mitos da alquimia. O médico Paracelsus (1493 – 1541) apregoa que a finalidade da Química seria a preparação de medicamentos, dando início à Iatroquímica. Nasce, assim, a indústria de medicamentos, baseada, a princípio, em extratos vegetais ou minerais, como os derivados do arsênio, do antimônio, da prata e do mercúrio.

Robert Boyle (1627 – 1691) fundamenta a Química como ciência, introduzindo o método científico à mesma, com a publicação do livro The Sceptical Chemist (“O químico cético” ou “O químico que não confia”). Introduz o conceito de elementos químicos como sendo substâncias que não poderiam ser desdobradas em outras pelos métodos experimentais.

Alguns anos depois, George Ernest Stahl (1660 – 1734) propôs a primeira teoria para explicar o fenômeno da combustão, pela aplicação do método científico, denominada teoria do flogístico e, segundo ela, toda substância combustível apresentava dois componentes, a cinza e o flogístico: quanto mais combustível fosse uma substância, mais rica em flogístico seria. Quando uma substância queimava, ela perdia seu flogístico sob forma de calor e luz, transformando-se em cinza e perdendo massa. Para explicar o fato de que metais ganham massa quando aquecidos ao ar, Stahl dizia, neste caso, que o flogisto tinha massa negativa.

AS LEIS PONDERAIS

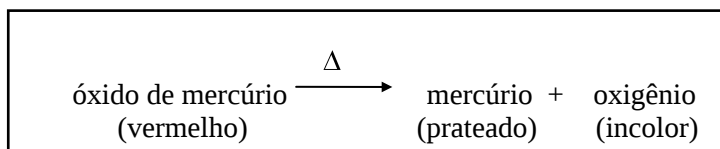
No século XVIII, firmou-se realmente o caráter científico da Química. Vários gases foram descobertos e estudados.

Antoine Laurent Lavoisier (1743 - 1794), com a introdução da balança em seus experimentos, conseguiu pesar os materiais envolvidos antes e depois de uma transformação química, notando então que a massa permanecia constante. Esta observação experimental é conhecida como Lei de Conservação da Massa, que pode ser enunciada como:

Na natureza nada se cria nada se perde; tudo se transforma.

Com esse procedimento derrubou a teoria do flogístico, realizando suas experiências em sistema fechado (não há troca de matéria com o meio ambiente), evitando assim a perda de matéria existente nas experiências de Stahl. Demonstrou que na combustão de uma substância havia reação dessa substância com um dos componentes do ar, que ele mais tarde chamou de oxigênio. Fez a primeira determinação experimental da composição do ar, chegando ao resultado de 21% de oxigênio e 79 % de outro componente que ele chamou de azoto (conhecido hoje como nitrogênio).

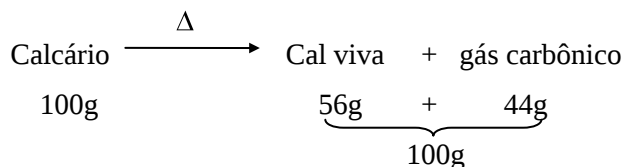
O trabalho de Lavoisier, envolvendo cuidadosas pesagens, levou-o a descobrir e justificar fatos que outros cientistas não tinham conseguido efetuar por subestimarem o uso criterioso da balança. A experiência executada por Lavoisier, que permitiu a determinação dessa lei, pode ser representada por:



Em função desta e de várias outras experiências, Lavoisier concluiu que:

Num sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

Exemplo:



A partir do trabalho de Lavoisier, os químicos começaram a perceber a existência de certas regularidades que envolviam os fenômenos químicos, às quais foi dado um tratamento matemático, permitindo que essas regularidades fossem expressas em leis. Genericamente, essas leis que relacionam massas são denominadas leis ponderais, sendo que a Lei de Conservação de Massa, de Lavoisier, é a primeira delas e foi divulgada em 1789, na obra *Traité élémentaire de chimie* (Tratado elementar de química).

Outro cientista da época, Joseph Louis Proust (1754 - 1826), em 1799, analisando substâncias puras, observou que sua composição em massa é constante, independente de seu processo de obtenção. Assim, por exemplo, a água, independente de sua origem ou de seu método de obtenção, sempre se forma por 11,1% em massa de hidrogênio e 88,9% em massa de oxigênio.

água	→	hidrogênio	+	oxigênio
100%		11,1%		88,9%
100g		11,1g		88,9g

Assim, a composição da água apresentará sempre uma mesma relação entre as massas de hidrogênio e oxigênio para qualquer massa de água.

$$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}} = \frac{11,1\text{g}}{88,9\text{g}} = \frac{1}{8}$$

Ou seja, na formação da água devemos ter a combinação de hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 para 8 em massa. Se reagirmos 1 grama de hidrogênio com 8 gramas de oxigênio, obteremos 9 gramas de água, o que confirma, também, a lei de Lavoisier.

Em função desses resultados, Proust enunciou a segunda lei ponderal:

Lei das proporções constantes:

Toda substância apresenta uma proporção de massa constante em sua composição.

A lei de Proust foi posteriormente estendida a qualquer reação química:

Numa mesma reação química, há uma relação entre as massas das substâncias participantes.

Composição centesimal

Pela lei de Proust, as substâncias puras têm composição em massa constante e, conseqüentemente, puderam ser representadas por fórmulas.

As fórmulas eram determinadas experimentalmente através de resultados obtidos por análises quantitativas dos elementos presentes na substância e expressas em termos percentuais (indicavam quanto do componente havia em 100 partes da substância).

A fórmula (ou composição) centesimal não é o melhor tipo de fórmula porque pode corresponder a mais de uma substância, mas, em termos didáticos, sua determinação nos leva a estabelecer relações que nos ajudarão em cálculos posteriores.

Exemplos:

1. Verifica-se experimentalmente que, na queima de 4,0g de cálcio, formam-se 5,6g de um composto de cálcio. Qual a fórmula percentual desse composto?

Na queima do cálcio, há uma reação de síntese entre o cálcio e o oxigênio gerando um composto, denominado óxido de cálcio.

5,6g do composto ----- 4,0g de cálcio

100g do composto ----- x

$$x = 71,4\text{g} \quad \therefore 71,4 \% \text{ de cálcio}$$

5,6 g do composto ----- 1,6 g de oxigênio

100 g do composto ----- x

$$x = 26,6 \text{ g} \quad \therefore 26,6 \% \text{ de oxigênio}$$

2. Qual a composição centesimal do composto cuja fórmula é CaS , sabendo-se que 72 g do composto possuem 40 g de cálcio?

72g do composto ----- 40g de cálcio

100g do composto ----- x

$$x = 55,6\text{g} \quad \therefore 55,6 \% \text{ de cálcio}$$

72g do composto ----- 32g de enxofre

100g do composto ----- x

$$x = 44,4\text{g} \quad \therefore 44,4 \% \text{ de enxofre}$$

As leis ponderais foram desenvolvidas a partir de experimentos realizados com quantidades de matéria possíveis de serem “pesadas” nas balanças existentes na época, ou seja, eram observações realizadas em nível “macroscópico”. Ainda não existia, naquele tempo, nenhuma explicação dos fatos relacionados à composição da matéria em nível “microscópico”.

No livro intitulado **Novo sistema de filosofia química**, publicado em 1808, **John Dalton** (1766 - 1844) relatou sua teoria completa a respeito do comportamento químico das substâncias, denominada **teoria atômica**. Esta teoria possibilitou a compreensão dos resultados experimentais encontrados por Lavoisier e Proust, em nível “microscópico”.

Os principais pontos da teoria atômica de Dalton são:

- A matéria é composta de pequenas partículas esféricas, maciças e indivisíveis denominadas átomos.
- O conjunto de átomos com as mesmas massas e tamanhos, apresenta as mesmas propriedades e constitui um elemento químico.
- Elementos químicos diferentes apresentam átomos com massas, tamanhos e propriedades diferentes.
- A combinação de átomos de elementos diferentes, numa proporção de números inteiros, origina substâncias diferentes.
- Numa reação química, os átomos não são criados nem destruídos: são rearranjados de maneira a formar novas substâncias.

Para melhor representar sua teoria, Dalton substituiu os símbolos usados na alquimia, e criou símbolos para elementos que não eram conhecidos pelos alquimistas. Como, para ele, os átomos eram esféricos, ele propôs que uma série de círculos com linhas, pontos ou letras que representassem os diferentes elementos. Hoje, sabemos que alguns desses elementos de Dalton são, na verdade, compostos.

AS LEIS VOLUMÉTRICAS

Em vez de trabalhar com as massas das substâncias em suas experiências, **Joseph Gay-Lussac** (1778- 1850) utilizou medidas de volumes de gases. Em função disso enunciou suas leis volumétricas (referentes às proporções com que volumes gasosos reagem entre si, quando medidos à mesma temperatura e pressão) que podem ser reunidas numa só:

Os volumes das substâncias participantes de uma reação química, quando no estado gasoso e a uma mesma temperatura e pressão, guardam entre si uma relação expressa por números inteiros e pequenos (relação simples).

Exemplos:

I. hidrogênio (g) + cloro (g) → gás clorídrico

Vamos supor que sejam feitas duas experiências, partindo-se de volumes diferentes de hidrogênio, por exemplo, 100L e 37L. Verifica-se experimentalmente que:

1ª experiência: 100L de hidrogênio consomem 100L de cloro e produzem 200L de gás clorídrico.

Relação entre os volumes de gases: 1:1:2

2ª experiência: 37L de hidrogênio consomem 37L de cloro e produzem 74L de gás clorídrico.

Relação entre os volumes: 1:1:2

Observa-se que a relação é simples e constante, ou seja, para qualquer experiência que se faça com os gases hidrogênio e cloro para formar gás clorídrico a proporção com que eles interagem será sempre de **1 : 1 : 2**.

II. hidrogênio (g) + oxigênio (g) → água (vapor)

Para compararmos melhor os diferentes resultados experimentais, utilizamos os mesmos volumes de hidrogênio usados na experiência I e observamos que:

1ª experiência: 100 L de hidrogênio consomem 50L de oxigênio e produzem 100L de vapor d'água.

2ª experiência: 37L de hidrogênio consomem 18,5 L de oxigênio e produzem 37 L de vapor d'água.

A relação entre os volumes das substâncias participantes da reação é simples e constante e corresponde a **2 : 1 : 2**. Nota-se que o volume do vapor de água é menor que a soma dos volumes de hidrogênio e oxigênio. Essa reação ocorre com contração de volume. Veja bem: existe lei da conservação da massa, mas não da conservação de volume. Pode haver contração ou expansão dos volumes gasosos participantes da reação.

Em 1811, Amedeo Avogadro (1776 - 1856) emitiu uma hipótese que veio esclarecer o problema não resolvido por Gay-Lussac a respeito da contração ou expansão dos volumes dos gases durante uma reação (a teoria atômica de Dalton não explicava o porquê). Para formular sua hipótese, Avogadro comparou as observações experimentais e a proposta de Berzelius onde, volumes iguais de quaisquer gases continham o mesmo número de átomos (ou átomos compostos). Os fatos experimentais, no entanto, não conseguiam ser explicados, como veremos a seguir:

Experiência 1 :

Se misturarmos 1 litro de hidrogênio com 1 litro de cloro, acontecerá uma reação completa, o que era esperado por Berzelius; o volume de gás clorídrico obtido, porém, será de 2 litros e não de 1 litro como era esperado e que não pode ser explicado pelo modelo:

hidrogênio	+	cloro	→	gás clorídrico
O	+	⊗	→	O⊗
Esperado: 1 V		1 V		1 V
Observado: 1 V		1 V		2 V (?)

Experiência 2 :

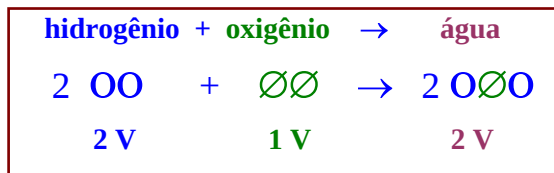
Na reação de 1 L de oxigênio com dois litros de hidrogênio formam-se dois litros de água (reação completa)

hidrogênio	+	oxigênio	→	água
O	+	⊘	→	O⊘
Esperado: 1 V		1 V		1 V
Observado: 2 V		1 V		2 V (?)

Avogadro soluciona o problema propondo que a estrutura básica de algumas substâncias simples não seria o átomo ou o "átomo composto" como pensavam os químicos atomistas da época, e sim uma estrutura composta por átomos ligados entre si, que denominou de **molécula**. Propôs então que H, N, O e Cl, seriam formados por moléculas diatômicas. Surge, então, o conceito de atomicidade.

Voltemos agora aos fatos e verificaremos que as idéias, desta forma condizem com os fatos.

hidrogênio	+	cloro	→	gás clorídrico
OO	+	⊗⊗	→	2 O⊗
1 V		1 V		2 V



Com a proposta de Avogadro foi possível determinar as fórmulas das primeiras moléculas (H₂, O₂, Cl₂, N₂, H₂O, HCl).

Em função dessas idéias, Avogadro propôs então a sua hipótese:

Volumes iguais de gases diferentes, à mesma pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

Observação

Dalton e os outros grandes químicos da época não aceitaram a idéia de molécula proposta por Avogadro. Para Dalton, havia átomos simples (dos elementos) e átomos compostos (das substâncias compostas). Assim, ele dizia: “Um átomo de água é formado por um átomo de hidrogênio combinado com um átomo de oxigênio”. A teoria molecular de Avogadro foi veementemente combatida, só sendo aceita quase meio século depois, em 1858, quando o grande químico italiano **Stanislao Cannizzaro** interpretou claramente a hipótese de Avogadro e mostrou sua aplicação na explicação das leis volumétricas de Gay-Lussac. Este trabalho de Cannizzaro é considerado um dos mais importantes da história da Química.

Depois de introduzida a noção de molécula, a teoria atômica de Dalton foi complementada e passou a chamar-se teoria atômico-molecular de Dalton-Avogadro, ponto de partida para um vertiginoso progresso da Química, a partir do século XIX.

John Jacob Berzelius (1779 - 1848) organizou a notação química utilizada, que era bastante confusa, introduzindo como símbolo dos elementos as iniciais de seus nomes latinos. Esses símbolos, usados até hoje, são constituídos por uma ou duas letras de fôrma, sendo a primeira sempre maiúscula e a segunda, quando existe, minúscula. Para indicar a proporção com que cada elemento entra na formação de determinada substância, ele associou um índice numérico aos símbolos. Essa notação, simples e funcional, foi logo adotada pelos químicos da época e permanece inalterada até os dias atuais.

EXERCÍCIOS

1) Verifique se os dados abaixo estão de acordo com a lei de Lavoisier:

a) Sabe-se que 4 g de hidrogênio reagem com 32 g de oxigênio produzindo 36 g de água.

b) Sabe-se que 27,9 g de fósforo são colocados num recipiente que contém 360 g de iodo. Terminada a reação, observa-se que houve formação de 370,8 g de um composto, restando 17,1 g de iodo.

2) Sabe-se que: $\begin{array}{ccc} \text{carbono} & + & \text{hidrogênio} \\ 12\text{g} & & 4\text{g} \end{array} \rightarrow \text{metano}$

Qual a massa de hidrogênio necessária para reagir totalmente com 8,4g de carbono e qual a massa de metano formada?

3) Sabendo-se que 14,0g de nitrogênio reagem com hidrogênio para formar 17,0g amônia, qual a massa de amônia obtida quando se utilizam 4,2g de nitrogênio?

4) Sabendo-se que: $\begin{array}{ccccc} \text{metano} & + & \text{oxigênio} & \rightarrow & \text{gás carbônico} & + & \text{água} \\ & & 12,8\text{g} & & 8,8\text{g} & & 7,2\text{g} \end{array}$

Qual a massa de metano necessária para que a reação acima ocorra?

5) Reagindo-se 6x g de carbono com (8+x) g de água obtém-se (15-x) g de dióxido de carbono e x g de hidrogênio. Determine o valor de x.

6) Qual a massa de água formada quando fazemos reagir x g de óxido de sódio com (2x-26) g de ácido sulfúrico, resultando desta reação (2x + 18)g de sulfato de sódio e [(x + 10) / 4] g de água ?

7) São colocados, em um recipiente, 15g de hidrogênio com 126g de oxigênio. Provocando-se a reação, observa-se a formação de 135g de água e a permanência de certa massa de oxigênio que não reagiu; qual o valor dessa massa?

8) Sabendo-se que 14,0g de eteno reagem com 48g de oxigênio formando 44,0g de gás carbônico e 18,0g de água, quais as massas de gás carbônico e de água formadas quando se utilizam 16,8g de eteno?

9) Dada a reação: $\begin{array}{ccccccc} \text{óxido de ferro} & + & \text{carbono} & \rightarrow & \text{ferro} & + & \text{monóxido de carbono} \\ 120\text{g} & & 27\text{g} & & 84\text{g} & & 63\text{g} \end{array}$

Partindo de 21,6 g de carbono quais serão as massas obtidas de ferro e monóxido de carbono?

10) Sabe-se que 2,0g de hidrogênio combinam-se totalmente com 71g de cloro, formando gás clorídrico. Determinar a composição centesimal do gás clorídrico.

11) Sabendo-se que 1,0g de hidrogênio e 4,0g de carbono combinam-se formando etano, determine a composição centesimal do etano.

12) Calcule a composição centesimal do gás sulfídrico, sabendo-se que para formar 34g do gás são necessários 2,0g de hidrogênio reagindo com 32g de enxofre.

13) Qual é a massa de oxigênio que reage com 144g de magnésio na formação de óxido de magnésio, sabendo-se que a proporção das massas que se combinam é de 3:2.

14) O sal de cozinha é formado pelos elementos cloro e sódio na proporção de 71 : 46 em massa. Calcule a massa de cloro contida numa quantidade de sal que contém 23g de sódio. Em seguida, calcule a massa de sódio contida numa quantidade de sal que contém 14,2g de cloro.

15) 1,08g de alumínio reagem com 4,26g de cloro, dando origem a 5,34g de cloreto de alumínio. Se, numa outra experiência, adicionarmos 5,4g de alumínio a 30,0g de cloro:

a) Qual a massa do composto formado? b) Qual a massa em excesso, do reagente que sobrou na reação?

16) A tabela abaixo apresenta dados obtidos na reação do gás hidrogênio com o gás oxigênio produzindo vapor de água.

Massa de hidrogênio (g)	Massa de oxigênio (g)	Massa de água (g)	Massa que não reagiu
2,0	8,0	9,0	1,0g de hidrogênio
2,0	17,0	18,0	1,0g de oxigênio
4,0	32,0	36,0	sem excesso
10,0	64,0	72,0	2,0g de hidrogênio

A tabela a seguir apresenta dados obtidos na reação de carbono com gás oxigênio produzindo gás carbônico.

Massa de carbono (g)	Massa de oxigênio (g)	Massa de gás carbônico (g)	Massa que não reagiu
12,0	36,0	44,0	4,0g de oxigênio
8,0	16,0	22,0	2,0g de carbono
5,0	8,0	11,0	2,0g de carbono
24,0	70,0	88,0	6,0g de oxigênio

Os itens a seguir devem ser respondidos com base nas tabelas:

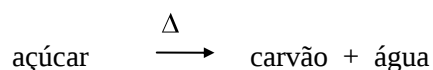
- Para produzirmos 144,0g de água de maneira que não haja sobras dos reagentes, que massas destes devemos usar?
- Para obtermos 5,5g de gás carbônico, sem excessos, quanto de cada reagente deve ser usado?
- Misturando-se 3,0g de carbono com 9,0g de oxigênio, quanto se obterá de gás carbônico? Sobrará alguma quantidade de carbono ou oxigênio? Em caso afirmativo, quanto?
- Quanto de carbono seria necessário para reagir totalmente com 100,0 g de oxigênio?

17) O cálcio reage com o oxigênio produzindo cal virgem (óxido de cálcio). Foram realizadas duas experiências, cujos dados incompletos constam na tabela a seguir:

	cálcio	+	oxigênio	→	cal virgem
1ª experiência	40g		x		56g
2ª experiência	y		32g		z

Determine os valores de x, y e z e cite o nome das leis ponderais que permitiram essa determinação.

18) O açúcar comum, quando submetido a aquecimento, pode ser transformado em carvão. Essa reação pode ser representada da seguinte maneira:



Com base nessas informações, responda:

- A transformação de 342g de açúcar em 144g de carvão irá produzir também qual massa de água?
- Se desejarmos obter 99g de água e 72g de carvão, que massa de açúcar devemos aquecer?
- Se aquecermos 1710g de açúcar, quais serão as massas de carvão e de água que iremos obter?

19) Escolha a alternativa que melhor completa a frase: “Quando uma porção de palha de aço enferruja, esta sofre de massa, proveniente da”.

- aumento - combinação com oxigênio
- diminuição - combinação com gás carbônico
- diminuição - combinação com oxigênio
- aumento - liberação de gás carbônico
- aumento - combinação com gás carbônico

20) Sabe-se que 448 mL de monóxido de nitrogênio reagem com 224 mL de oxigênio formando 448 mL de dióxido de nitrogênio, todos gasosos e nas mesmas condições.

a) Verifique a proporção entre os gases reagentes e produto, segundo as leis volumétricas.

b) Que volume de oxigênio seria consumido por 20,0L de monóxido de nitrogênio?

21) De acordo com o quadro, calcule os valores de X,Y,W e Z, em gramas.

	A	+	B	→	C	+	excesso
1ª reação	0,4 g		1,5 g		1,9 g		-----
2ª reação	2,0 g		X		Y		-----
3ª reação	2,8 g		11,7 g		W		Z

22) 54L de um gás A são adicionados a 54L de um gás B. Há reação entre eles e, terminada a reação, obtém-se 36L de um gás C ao lado de 36L do gás B, em excesso. Qual é a relação entre os volumes de A, B e C, nessa reação, expressa por números inteiros e pequenos?

23) O quadro a seguir apresenta vários dados sobre a combinação do gás nitrogênio com gás oxigênio, com formação de óxido nítrico gasoso. Complete os espaços vazios:

Volume de oxigênio (L)	Volume de nitrogênio (L)	Volume de óxido nítrico (L)	Volume de gás que sobra
20,0	20,0	A	nenhum
5,0	3,0	6,0	2,0 L oxigênio
8,0	13,0	16,0	B
1,0	4,0	C	3,0 L nitrogênio
D	E	4,0	1,0 L oxigênio

24) Se em 2L de certo gás, sob pressão de 5 atm na temperatura de 25 °C, existem n moléculas, em 4 L do mesmo gás, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o número de moléculas será igual a

25) Duas amostras de carbono puro de massa 1,00g e 9,00g foram completamente queimadas ao ar. O único produto formado nos dois casos, o dióxido de carbono gasoso, foi totalmente recolhido e as massas obtidas foram 3,66g e 32,94 g respectivamente.

Utilizando-se esses dados:

a) demonstre que nos dois casos a lei de Proust é obedecida.

b) determine a composição do dióxido de carbono expressa em % de carbono e oxigênio.

RESPOSTAS

- 1) a) Sim, a massa antes da reação (36g) é igual à massa depois da reação.
b) Sim, a massa total antes da reação (387,9g) é igual à massa total (produto + excesso) após a reação.
- 2) 2,8g de hidrogênio e 11,2 g de metano
- 3) 5,1g de gás 4) 3,2g de metano 5) $x = 1$
- 6) 18 g de água 7) 6g
- 8) 52,8g de gás carbônico e 21,6g de água
- 9) 67,2g de ferro e 50,4g de monóxido de carbono
- 10) 2,7% de hidrogênio e 97,3% de cloro
- 11) 20% de hidrogênio e 80% de carbono
- 12) 94,1 % de enxofre e 5,9 % de hidrogênio
- 13) 216g
- 14) 35,5g de cloro e 9,2g de sódio
- 15) a) 26,7g de cloreto de alumínio
b) 8,7g de cloro
- 16) a) 128g de oxigênio e 16g de hidrogênio
b) 1,5g de carbono e 4,0 g de oxigênio
c) 11g; sim, 1,0g de oxigênio.
d) 37,5g de carbono
- 17) $X = 16g$; $Y = 80g$; $Z = 112g$; Lavoisier e Proust
- 18) a) 198g de água
b) 171g de açúcar
c) 720 g carvão e 990 g água
- 19) a
- 20) a) 2:1:2 b) 10,0L
- 21) $X = 7,5g$; $Y = 9,5g$; $W = 13,3g$ e $Z = 1,2g$ de B
- 22) A relação é 3:1:2
- 23) **A** = 40,0 L; **B** = 5,0L hidrogênio; **C** = 2,0 L; **D** = 3,0 L; **E** = 2,0 L
- 24) $2n$
- 25) a) $\frac{1,00}{9,00} = \frac{3,66}{32}$ - Proust
b) 27,3% de carbono e 72,7% de oxigênio

CAPÍTULO 3

DESCOBRINDO A ESTRUTURA ATÔMICA

Como já foi visto, o primeiro modelo atômico proposto em bases científicas foi formulado por John Dalton, em 1808, tendo sido aperfeiçoado pela introdução do conceito de molécula por Amadeo Avogadro, em 1811. Tal modelo foi utilizado durante anos, explicando adequadamente o comportamento observado nas reações químicas, no que dizia respeito à massa e volume das substâncias envolvidas. Observações, porém, que evidenciavam a natureza elétrica da matéria, não podiam ser explicadas pela teoria atômico-molecular.

Partículas subatômicas

A existência de uma estreita relação entre matéria e eletricidade fica evidente com os trabalhos de **Michael Faraday** sobre eletrólise. Eles também indicavam que a eletricidade era constituída por partículas materiais, hipótese confirmada pelos estudos sobre a capacidade dos gases de conduzir correntes elétricas.

Durante toda a segunda metade do século XIX experiências realizadas em ampolas de vidro contendo gases, nas mais variadas pressões e submetidas a descargas elétricas, evidenciaram a existência de partículas menores do que o próprio átomo; logo, o átomo não era indivisível. Podemos citar alguns nomes relacionados a essas experiências: **Heinrich Geissler** (Alemanha), **William Crookes** (Inglaterra), **Eugene Goldstein** (Alemanha), **Joseph John Thomson** (Inglaterra).

As principais experiências realizadas neste sentido receberam as seguintes denominações:

Raios catódicos – experiências realizadas em ampolas de vidro contendo gases em alto vácuo levaram à conclusão da existência de partículas de carga elétrica negativa, de massa muito pequena, em qualquer tipo de matéria. Estas partículas foram denominadas de elétrons.

Raios canais – experiências realizadas em ampolas de vidro contendo gases mantidos a baixa pressão levaram à conclusão da existência de partículas de carga elétrica positiva, de massa muito superior à do elétron (cerca de 1840 vezes maior), em qualquer tipo de matéria. Estas partículas foram denominadas de prótons.

É importante frisar que a comprovação e a determinação da carga e da massa dessas partículas foi um processo que se estendeu até o início do século XX, envolvendo inúmeras outras experiências.

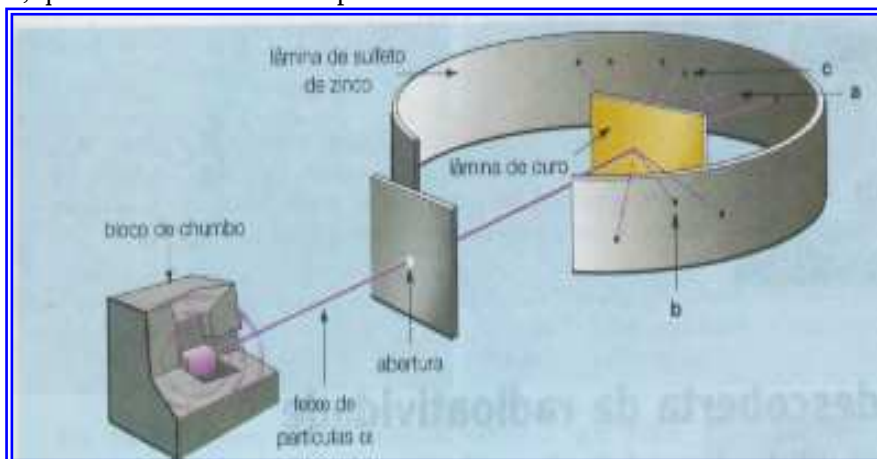
Modelo atômico de Thomson

Em 1898, com base nas evidências experimentais e no fato da matéria ser eletricamente neutra, Thomson apresentou seu modelo atômico. Como a massa dos elétrons fosse insignificante quando comparada a dos prótons, a massa do átomo equivaleria praticamente à massa dos prótons. Os elétrons, uniformemente distribuídos entre os prótons garantiriam o equilíbrio elétrico, evitando a repulsão mútua dos prótons. Seu modelo consistia, portanto, em uma esfera maciça de carga elétrica positiva, incrustada por igual número de cargas negativas (os elétrons), e foi chamado de “pudim com passas”. No modelo de Thomson, os elétrons possuíam um único movimento possível, o da vibração.

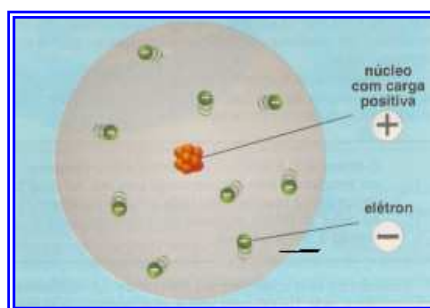


Modelo atômico de Rutherford

Ernest Rutherford era um pesquisador ligado à equipe de Thomson quando realizou um experimento que viria a mudar completamente a visão do homem a respeito do átomo. Em 1911, ele bombardeou uma finíssima lâmina de ouro (0,0001 cm) com partículas alfa oriundas de uma amostra contendo Polônio. A área em que se realizava o experimento era cercada por um anteparo recoberto por sulfeto de zinco, que cintilava ao sofrer impacto.



Para espanto geral, a grande maioria das partículas alfa disparadas contra a placa passou por ela como se não existisse. Somente algumas passavam com desvios e algumas outras retrocediam. Tal resultado levou Rutherford a propor que a matéria é constituída principalmente por espaços vazios. Como as partículas alfa são positivas, concluiu-se que os desvios e retrocessos fossem resultado da interação dessas com o núcleo. Como estes desvios e retrocessos foram muito poucos, concluiu-se que a matéria do átomo fosse concentrada numa região central positiva chamada núcleo. Os prótons são as partículas que dão caráter positivo ao núcleo. Os elétrons ou cargas negativas estariam circundando o núcleo em número tal que possibilitasse ao átomo ser neutro. A proporção entre as partículas que passaram sem desvio e as que passaram com desvio ou retrocederam levaram à conclusão de que o tamanho total do átomo é de 10.000 a 100.000 vezes maior que o núcleo. A região onde circundam os elétrons é que dá o volume do átomo recebeu o nome de eletrosfera. Os elétrons possuem movimento de translação ao redor do núcleo e de rotação em relação ao seu próprio eixo. O modelo de Rutherford é muito parecido com o sistema solar, com o núcleo ocupando o lugar do sol e os elétrons, os dos planetas.



Rutherford concluiu que, sendo o átomo formado por duas regiões e descontínuo, a matéria também é descontínua.

A descoberta da terceira partícula subatômica: o nêutron

Na sequência dos estudos sobre a estrutura do átomo, percebeu-se que no núcleo dos átomos existiria mais do que um único próton. Entretanto esse fato comprometeria a estabilidade do núcleo, pois entre prótons (+) existiriam forças de repulsão que provocariam a fragmentação do núcleo. Como isso não ocorria, Rutherford passou a admitir a existência, no núcleo, de partículas com massa semelhante à dos prótons, mas sem carga elétrica. Essas partículas serviriam para diminuir a repulsão entre os prótons, aumentando a estabilidade do núcleo. Além disso, essas partículas justificariam a massa maior que os núcleos apresentavam.

Essas partículas foram descobertas, em 1932, durante experiências com material radioativo, por **James Chadwick**, que as denominou de **nêutrons**.

EXERCÍCIOS

- 1) Os raios catódicos são:
- a) elétrons
 - b) prótons
 - c) partículas α
 - d) ondas eletromagnéticas
 - e) nêutrons
- 2) Os raios canais produzidos numa ampola de Goldstein são :
- a) elétrons b) prótons c) nêutrons d) íons gasosos positivos e) íons gasosos negativos
- 3) O primeiro modelo científico para o átomo foi proposto por Dalton em 1808. Este modelo poderia ser comparado a :
- a) uma bola de tênis b) uma bola de futebol
 - c) uma bola de pingue-pongue d) uma bola de bilhar
 - e) uma bexiga cheia de ar
- 4) O elétron foi descoberto por Thomson no final do século XIX. Quais as características gerais do modelo atômico proposto por Thomson?
- 5) O raio do núcleo é menor que o próprio átomo em aproximadamente :
- a) 10^2 vezes b) 10^4 vezes c) 10^8 vezes d) 10^{10} vezes e) 10^{23} vezes
- 6) Considere os modelos atômicos de : I - Dalton II - Thomson III - Rutherford
- a) Qual deles foi proposto baseado nos resultados da medida da massa dos participantes das reações químicas?
 - b) Qual introduziu a natureza elétrica da matéria?
 - c) Qual apresenta a matéria como sendo descontínua?
 - d) Qual é o mais recente?

RESPOSTAS

1) a

2) d

3) d

4) O átomo seria um “pudim” de cargas positivas e dentro deste teríamos os elétrons com cargas elétricas negativas, como se fossem “passas”, formando um sistema eletricamente neutro.

5) b

6) a) I b) II c) III d) III

CAPÍTULO 4

PRINCIPAIS CARACTERÍSTICAS DO ÁTOMO

Alguns conceitos relacionados ao átomo

Desde o modelo proposto por Thomson, sabemos que o átomo é um sistema eletricamente neutro, ou seja, o total de cargas positivas é igual ao total de cargas negativas. Com a evolução, introduzida por Rutherford, do modelo atômico, podemos relacionar as cargas elétricas com as partículas constituintes do átomo: os prótons apresentam carga positiva; os elétrons, negativa e os nêutrons apresentam carga nula. Assim, num átomo: **número de prótons = número de elétrons**

Número Atômico (Z)

A carga do núcleo, ou seu número de prótons, é a grandeza que caracteriza cada elemento, sendo este número denominado **número atômico**. ($Z = n^{\circ}$ de prótons)

Como num átomo o número de prótons é igual ao número de elétrons, ao ser fornecido o número atômico (Z) de um átomo, serão fornecidas duas informações: o n° de prótons e o n° de elétrons.

Íons

Os átomos apresentam a capacidade de ganhar ou perder elétrons, formando novos sistemas, eletricamente carregados, denominados **íons**. Íon é a espécie química que apresenta o número de prótons diferente do número de elétrons.

Atenção:

Nunca esquecer que a quantidade de carga elétrica do íon é consequência da variação do número de elétrons.

Os átomos, ao ganharem ou perderem elétrons, originam dois tipos de íons:

- ✓ **Cátions:** Formam-se quando um átomo perde um ou mais elétrons, resultando num sistema eletricamente positivo, onde o n° de prótons é maior que o n° de elétrons. Sua representação, segundo norma da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), é feita colocando-se acima e à direita do símbolo do elemento a quantidade de elétrons perdidos seguida do sinal +. Por exemplo: Fe^{2+} ; Ca^{2+} ; Na^{+} .
- ✓ **Ânions:** Formam-se quando um átomo ganha um ou mais elétrons, resultando num sistema eletricamente negativo, onde o n° de prótons é menor que o n° de elétrons. Sua representação é feita colocando-se acima e à direita do símbolo do elemento a quantidade de elétrons ganhos seguida do sinal -. Por exemplo: S^{2-} ; N^{3-} ; Br^{-} .

Número de Massa (A)

A massa do átomo depende fundamentalmente dos seus prótons e nêutrons, já que a massa do elétron é desprezível. Logo, número de massa é a soma do n° de prótons (p) com o n° de nêutrons (n) presentes no núcleo de um átomo. ($A = p + n$)

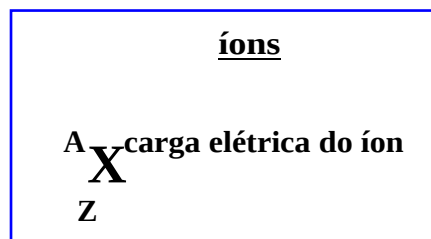
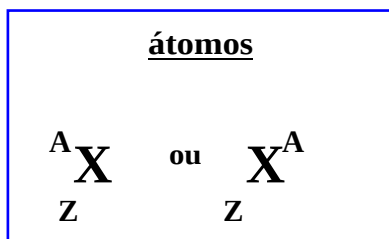
Elemento Químico

É o conjunto formado por átomos e íons que apresentam mesmo número atômico.

Observe que, quando um átomo se transforma em um íon, seu número atômico não se altera, pois há um ganho ou perda de elétrons e não de prótons.

Simbologia do elemento químico

De acordo com a IUPAC, ao representar um elemento químico, devem-se indicar, junto ao seu símbolo, os números atômico e de massa e, quando se tratar de um íon, também a carga elétrica. Esquematicamente, temos:

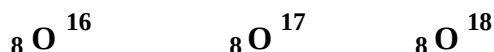


Isótopos

Um elemento químico pode ser constituído por uma mistura de vários átomos com o mesmo número atômico, mas com diferentes números de massa. Esses átomos eram chamados de **isótopos** (*iso* = mesmo; *topos* = lugar).

Isótopos são átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z) por pertencerem ao mesmo elemento químico, mas apresentam diferentes números de massa (A).

O elemento oxigênio (O), por exemplo, é formado por uma mistura de três isótopos:



A diferença no número de massa é produzida pelas diferentes quantidades de nêutrons existentes em cada isótopo.

Os isótopos naturais são sempre encontrados numa proporção praticamente constante para cada elemento químico, em qualquer lugar da Terra, em quaisquer substâncias em que estejam presentes.

Isoeletrônicos

São os átomos e íons que apresentam a mesma quantidade de elétrons.

Exemplo: São isoeletrônicos: N^{3-} , O^{2-} , F^{1-} , Ne , Na^{+} .

Considerando que o raio é a distância provável do elétron mais externo ao núcleo, numa série de isoeletrônicos:

- ♦ Quanto **maior for o n.º atômico (Z)**, maior será o n.º de prótons e maior será a atração núcleo - eletrosfera; conseqüentemente, **menor será o raio**.
- ♦ O tamanho do **cátion é sempre menor que o do átomo que lhe deu origem** (mesmo n.º de prótons atraindo um n.º menor de elétrons ; maior é a atração , menor é o raio).
- ♦ O tamanho do **ânion é sempre maior que o do átomo que lhe deu origem** (mesmo n.º de prótons atraindo um n.º maior de elétrons ; menor é a atração, maior é o raio).

EXERCÍCIOS

1) Complete o quadro abaixo :

ÁTOMO	Z	A	p ⁺	e ⁻	n
Sódio (Na)			11		12
Cobalto (Co)		60		27	
Flúor (F)	9				10
Urânio (U)	92	235			
Carbono (C)				6	8

2) Se representarmos dois átomos por : ${}_{17}\text{X}^{35}$ e ${}_{17}\text{Y}^{37}$;

- Quantos prótons têm X e Y?
- Quantos nêutrons têm X e Y ?
- Os átomos são de elementos químicos diferentes ?

3) Um átomo de prata tem 47 prótons e 61 nêutrons. Qual é o símbolo desse átomo, acompanhado dos valores do número atômico e de massa?

4) Qual é o n.º de prótons, elétrons e nêutrons do íon ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$?

5) Qual o n.º atômico e o n.º de massa de um íon monoatômico com carga 3+, que contém 10 elétrons e 14 nêutrons ?

6) Baseie-se no esquema abaixo para determinar os valores de x, y, z e w. Sabe-se que **B** e **D** são isótonos. Quantos nêutrons tem A?



7) Considere os seguintes átomos :



- Quais são isótopos?
- Quais são isóbaros?
- Quais são isótonos ?

8) Sabemos que :

- ✓ X é um átomo com 18 prótons e 22 nêutrons
- ✓ Y é um átomo com 18 prótons e 21 nêutrons
- ✓ Z é um átomo com 19 prótons e 20 nêutrons

- Quais são isótopos?
- Quais são isóbaros?

9) Tem-se 3 átomos A, B e C, sobre os quais sabemos que :

- ✓ A e B são isótopos
- ✓ B e C são isóbaros
- ✓ C tem n.º de massa = 127
- ✓ B tem 75 nêutrons
- ✓ A e C têm mesmo n.º de nêutrons
- ✓ C tem um próton a mais que A

Pergunta-se : quais os valores de n.º atômico e n.º de massa para cada átomo ?

10) Tem-se 3 átomos X, Y e Z, sobre os quais sabemos que :

- ✓ X é isótopo de Y
- ✓ Y é isóbaro de Z
- ✓ Z tem igual n.º de prótons e nêutrons
- ✓ Y tem n.º de massa = 30
- ✓ X tem 1 próton a menos que Z e 2 nêutrons a menos que Y

Pede-se que sejam representados X, Y e Z com seus respectivos números atômicos e de massa.

11) Determine o n.º de prótons, elétrons e nêutrons do cátion ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$.

12) Um íon A^{2-} é isoeletrônico de um íon B^{2+} . Sabendo que o número atômico de A é igual a 34, qual será o de B?

13) O íon K^{+} é isoeletrônico do íon P^{3-} . Qual é o número atômico do fósforo (P)?

14) Dados os íons : ${}_{11}\text{Na}^{+}$, ${}_{19}\text{K}^{+}$, ${}_{9}\text{F}^{-}$, ${}_{17}\text{Cl}^{-}$, ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$, ${}_{15}\text{P}^{3-}$, reúna os que são isoeletrônicos entre si.

15) A densidade da água comum (H_2O) e da água pesada (D_2O), medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura, são diferentes. Isto porque os átomos de hidrogênio e deutério diferem quanto ao:

- a) número atômico
- b) n.º de elétrons
- c) número de oxidação
- d) n.º de nêutrons
- e) n.º de prótons

RESPOSTAS

1)

ÁTOMO	Z	A	p ⁺	e ⁻	n
Sódio (Na)	11	23	11	11	12
Cobalto (Co)	27	60	27	27	33
Flúor (F)	9	19	9	9	10
Urânio (U)	92	235	92	92	143
Carbono (C)	6	14	6	6	8

2)a) 17 e 17

b) 18 e 20

c) não, são isótopos.

3) ${}_{47}\text{Ag}^{108}$

4) 16 p, 16 n e 18 e⁻

5) Z = 13 e A = 27

6) x = 20, y = 40, z = 19, w = 40. A tem 21 nêutrons.

7) a) A e F ; C, D e E

b) A e B

c) B e D

8) a) X e Y

b) Y e Z

9) ${}_{52}\text{A}^{126}$ ${}_{52}\text{B}^{127}$ ${}_{53}\text{C}^{127}$

10) ${}_{14}\text{X}^{28}$ ${}_{14}\text{Y}^{30}$

${}_{15}\text{Z}^{30}$

11) 20 prótons, 20 nêutrons e 18 elétrons
= 15

12) Z = 38

13) Z

14) $[\text{Na}^{+}, \text{Mg}^{2+}, \text{F}^{-}]$ e $[\text{K}^{+}, \text{Cl}^{-}, \text{P}^{3-}]$

15) d

CAPÍTULO 5

EVOLUÇÃO DOS MODELOS ATÔMICOS

Modelo atômico de Rutherford-Bohr (1913)

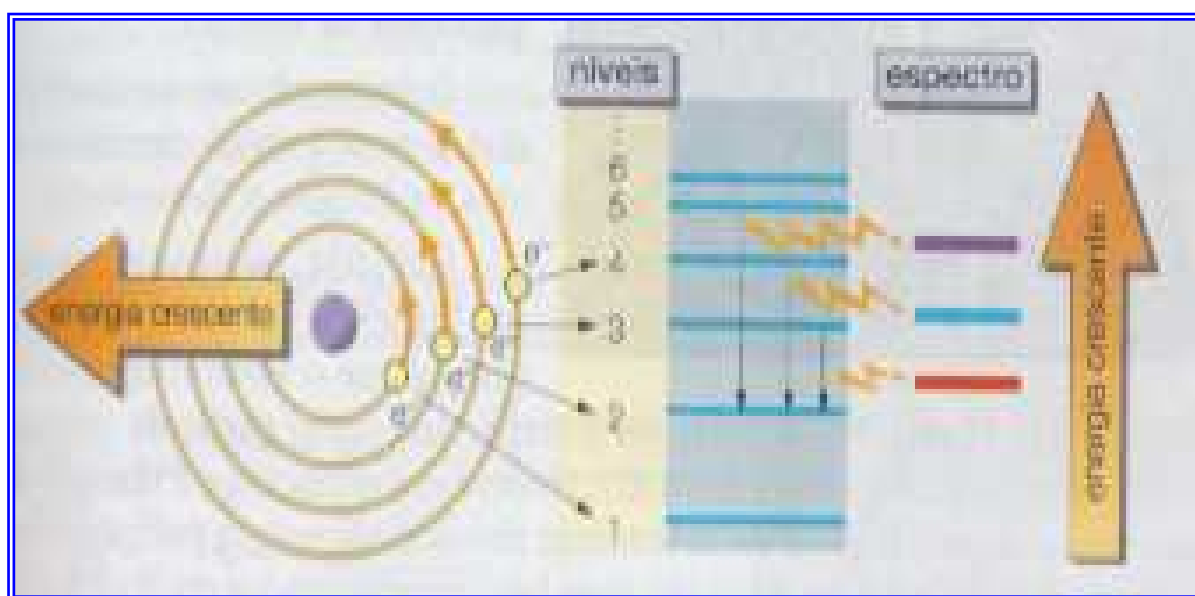
O modelo de Rutherford sofreu muitas críticas na época em que foi elaborado, mas, convencido de sua validade, capaz de interpretar muitas propriedades da matéria, o físico dinamarquês **Niels Bohr** propôs a idéia de que as leis da Física clássica não se aplicariam ao átomo e suas partículas constituintes. Bohr interpretou a estabilidade atômica usando uma teoria, proposta por **Max Planck**, denominada **teoria dos quanta**, relacionada à propagação de energia luminosa (a energia seria emitida em quantidades discretas, constituindo “pacotes de energia” que ele chamou de quanta de energia).

Relacionando esta teoria com os resultados experimentais observados quando átomos eram submetidos ao calor ou a eletricidade, Bohr propôs um modelo atômico revolucionário que mantinha as principais características do modelo de Rutherford.

Esse novo modelo é baseado nos seguintes princípios:

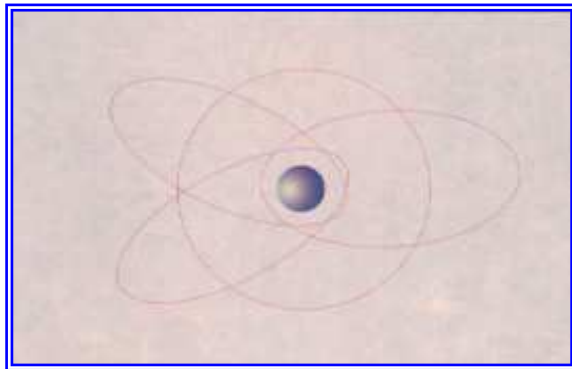
- ✓ Em um átomo são permitidas somente algumas órbitas circulares ao elétron, sendo que em cada uma ele tem energia constante.
- ✓ Um elétron, quando localizado numa dessas órbitas, não perde nem ganha energia espontaneamente. Por isso, diz-se que, nesse caso, ele assume um estado estacionário.
- ✓ As variações de energia (ganho ou perda) correspondem a saltos de uma órbita interna a uma mais externa ou vice-versa.
- ✓ Quando um elétron recebe energia, ele salta para uma órbita mais energética, ligeiramente mais afastada do núcleo. Dizemos que o elétron realizou um salto quântico e atingiu um estado excitado. Quando o elétron retorna a uma órbita menos energética, ele perde, na forma de onda eletromagnética, uma quantidade de energia que corresponde à diferença de energia existente entre as órbitas envolvidas. Se esta energia liberada corresponder a um comprimento de onda na faixa visível do espectro então será possível visualizá-la.

Cada uma dessas órbitas permitidas foi denominada **nível** ou **camada de energia**. Dentre os elementos conhecidos, aquele que contém maior número de elétrons apresenta-os distribuídos no máximo em 7 **camadas**, designadas pelas letras **K, L, M, N, O, P e Q**.



Com os progressos nos estudos relativos ao átomo, descobriu-se que cada **nível** de energia do modelo de Bohr era constituído de vários **subníveis** com diferentes energias. Assim, quando um elétron salta de um nível de energia para outro mais próximo do núcleo, podem ser emitidas diferentes energias, dependendo dos subníveis onde estava o elétron antes e depois do salto.

Nesta ampliação do modelo de Bohr, conhecido como modelo de **Sommerfeld** (1916), um dado nível de energia é constituído por subníveis de energia, aos quais estão associadas várias órbitas diferentes, onde uma dessas órbitas é circular e as demais são elípticas. (Lembre-se de que, pelo modelo de Bohr, as órbitas eram apenas circulares).

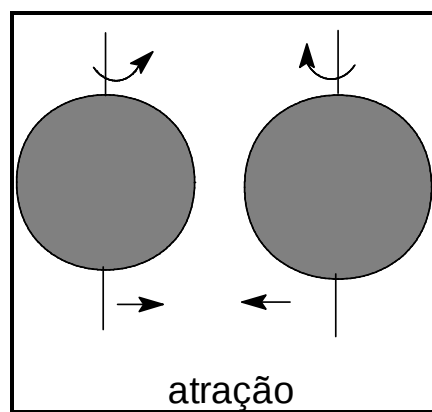
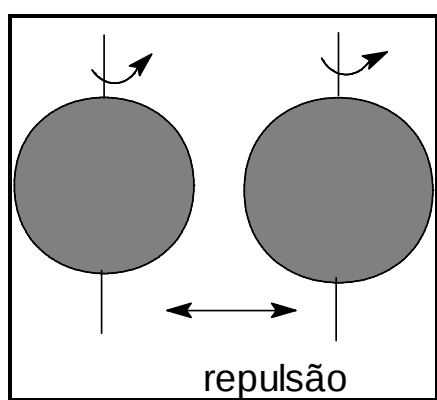


A evolução do modelo de Rutherford-Bohr

Como já foi visto, foi Sommerfeld quem deu o primeiro passo para a ampliação do modelo de Bohr, admitindo órbitas elípticas com diferentes excentricidades para elétrons de um mesmo nível, caracterizando energias muito próximas, em regiões que foram denominadas de **subníveis**. Outras observações e estudos com os espectros levaram à conclusão de que estas órbitas possuem planos bem definidos.

Experiências posteriores, envolvendo a passagem de átomos por campos magnéticos, mostraram um comportamento peculiar; havia um desvio, em sentidos opostos do campo magnético, dos átomos utilizados. Este comportamento foi explicado admitindo-se que cada elétron se comporta como um pequeno ímã e que seu magnetismo seria resultante da rotação (*spinning*) da carga negativa, sendo possíveis dois sentidos de rotação (spin): um elétron gira ao redor de seu eixo no sentido horário ou anti-horário.

Dois elétrons com spins iguais se repelem elétrica e magneticamente, já que o campo magnético gerado é igual enquanto que dois elétrons com spins contrários se atraem magneticamente e se repelem eletricamente mantendo equilíbrio dinâmico no orbital.



Após examinar cuidadosamente os espectros de diversos átomos, **Wolfgang Pauli** enunciou o seguinte princípio, conhecido como **princípio da exclusão de Pauli**:

Se dois elétrons estiverem num mesmo nível, em órbitas de mesmo tipo e num mesmo plano, terão necessariamente spins opostos.

Em 1924, o físico francês **Louis de Broglie** mostrou que o elétron, além de partícula, podia ser considerado uma onda eletromagnética (elétrons podem sofrer difração obedecendo às leis ondulatórias como se fossem ondas sonoras, luminosas, etc.). Como a luz, ele podia ser encarado como uma partícula-onda. O elétron, então, apresenta um comportamento duplo (dual), isto é, pode ser interpretado como **partícula** (massa) ou **onda**, conforme o fenômeno estudado.

Qual o mecanismo usado para determinar a trajetória de um elétron? Como não podemos vê-lo, precisaríamos utilizar um dispositivo que nos fornecesse sua posição a cada instante. Da união dessas várias posições sucessivas, teríamos a trajetória percorrida pelo elétron. Isso, porém, não é possível devido à dimensão tão pequena do elétron (sua posição não consegue ser determinada).

Foi **Werner Heisenberg** quem mostrou, em 1926, que não se pode determinar com exatidão a posição de um elétron. Seu princípio da incerteza diz que é impossível determinar simultaneamente a posição e a velocidade de um elétron num átomo. Heisenberg substituiu o conceito de posição de um elétron por probabilidade de posição.

O modelo atual

Com o surgimento do princípio de Heisenberg, os modelos de Bohr e Sommerfeld - que indicavam órbitas definidas para os elétrons (imaginavam o subnível como uma linha circular ou elíptica sobre a qual o elétron se deslocaria)- se mostraram inadequados, por ser impossível a determinação da trajetória dos elétrons.

Torna-se mais adequado falar em regiões de máxima probabilidade de se encontrar determinado elétron, isto é, regiões de máxima densidade eletrônica. Não se afirma que, em dado instante, o elétron efetivamente está em um ponto determinado. No máximo, podemos delimitar a região de máxima probabilidade para encontrar-se o elétron.

O físico austríaco **Erwin Schrödinger**, em 1927, conseguiu adaptar ao elétron as teorias de Heisenberg e de Broglie. Utilizando equações de movimento de ondas, em coordenadas cartesianas, ele conseguiu deduzir equações matemáticas que determinam regiões no espaço, onde temos a máxima probabilidade de encontrar determinado elétron. Esta região é denominada orbital do elétron.

ORBITAL:

É a região do espaço onde se tem a máxima probabilidade de encontrar determinado elétron.

Níveis, Subníveis e Orbitais

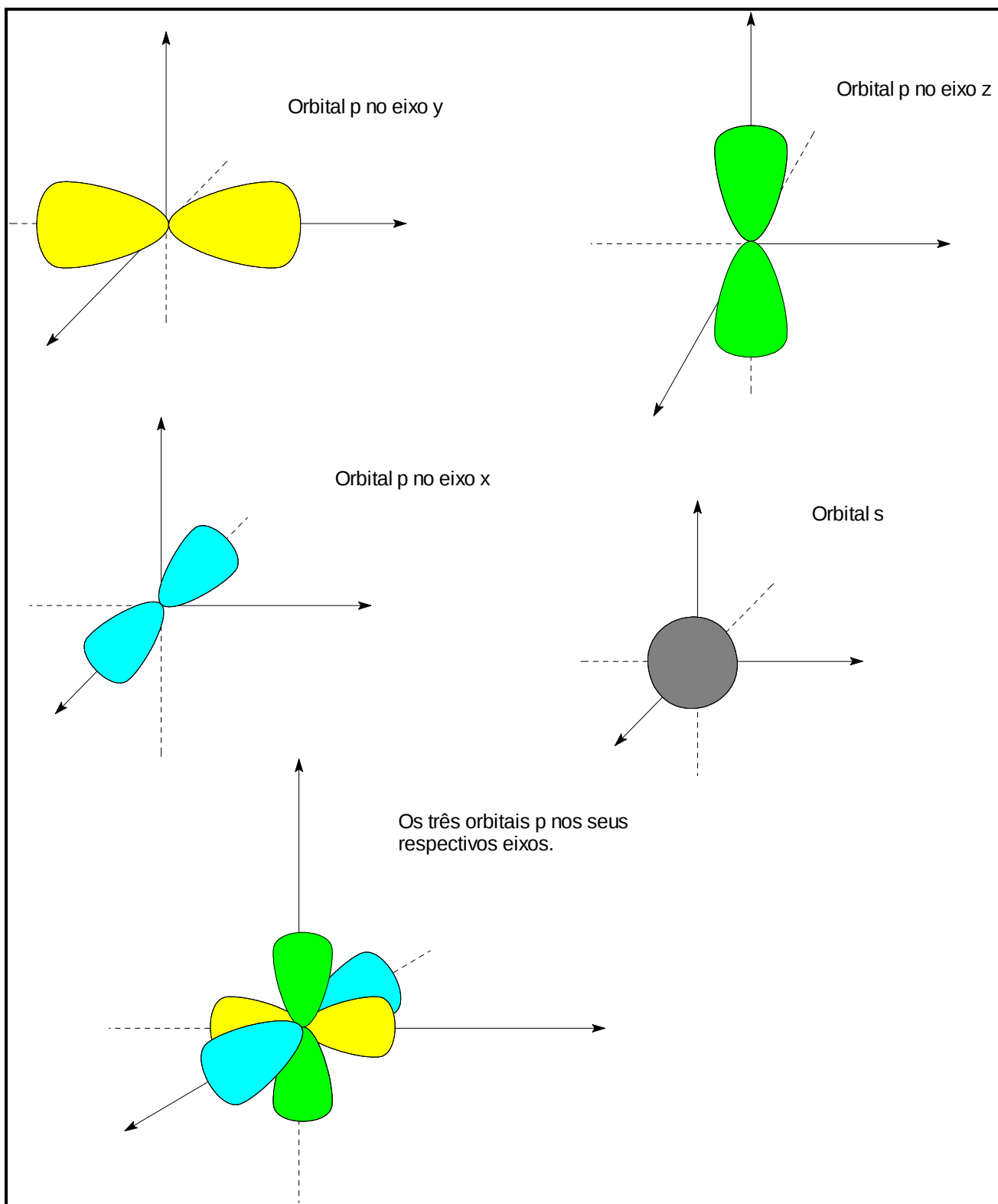
Quando Bohr enunciou seus postulados, sugeriu uma fórmula para determinação do raio da órbita circular. Hoje não tem mais sentido falar em raio da órbita e a interpretação do mesmo seria: a distância mais provável do elétron ao núcleo.

Conforme demonstrado por Sommerfeld, cada nível de energia é constituído por um ou mais **subníveis** e estes são designados pelas letras minúsculas **s, p, d, f, g, h, i, j,...**

Nos 115 elementos conhecidos atualmente encontramos apenas quatro tipos de subníveis: **s, p, d e f** e estes subníveis têm energias diferentes entre si: **s < p < d < f**

Através cálculos matemáticos e de observações experimentais, deduz-se que:

Nível	Camada	Subníveis
1	K	1s
2	L	2s - 2p
3	M	3s - 3p - 3d
4	N	4s - 4p - 4d - 4f
5	O	5s - 5p - 5d - 5f
6	P	6s - 6p - 6d
7	Q	7s



Representação geométrica dos orbitais s e p.

Observe que o subnível **p** possui três orbitais **p**, cada um numa direção.

Os orbitais **d** e **f** não estão representados, mas possuem formas geométricas complexas, sendo que para o subnível **d** são cinco representações e para o subnível **f** quatorze.

Pelo que foi visto, os orbitais podem ser considerados nuvens que correspondem às regiões onde é máxima a probabilidade de encontrarmos um determinado elétron, sendo que cada subnível contém um ou mais orbitais.

A cada tipo de subnível corresponde um tipo de orbital, ou seja, uma nuvem eletrônica com um formato característico e com uma orientação espacial determinada. Assim, os orbitais existentes no subnível **s** são diferentes dos orbitais que constituem o subnível **p**. Esses formatos e suas orientações foram determinados matematicamente pela resolução das chamadas **equações de Schrödinger**.

Os orbitais do tipo **s** apresentam uma forma esférica, sendo que o volume dessa esfera varia em função do seu nível de energia. Por apresentarem uma forma esférica, apresentam uma única orientação espacial possível. Os orbitais do tipo **p** apresentam a forma de duplo ovóide (halteres) e três orientações espaciais possíveis (segundo eixos perpendiculares entre si). Os orbitais **d** e **f**, por sua complexidade, não serão abordados.

Como já foi visto, pelo princípio de exclusão de Pauli, se dois elétrons estiverem num mesmo nível, em órbitas de mesmo tipo (mesmo subnível) e num mesmo plano (mesmo orbital), terão necessariamente spins opostos, ou seja, numa mesma região de probabilidade (orbital) podem existir no máximo dois elétrons.

Se tivermos dois elétrons com spins opostos, podemos esperar uma atração mútua entre eles, como ocorre com dois ímãs. Assim, quando dois elétrons são introduzidos em um mesmo orbital, eles devem possuir spins opostos, o que acarreta um sistema mais estável. Então, um par de elétrons (ou **elétrons emparelhados**) num orbital **não apresenta campo magnético**, pois o magnetismo devido ao spin de um elétron é anulado pelo magnetismo do elétron de spin oposto.

Os átomos que possuem pelo menos um orbital no qual se encontra apenas um elétron (denominado **elétron desemparelhado**) **apresentam campo magnético**, pois o magnetismo proveniente do spin do elétron não é anulado.

Isto explica o fato de algumas substâncias serem atraídas por ímãs e outras não: as que possuem elétrons emparelhados não são atraídas e as que possuem elétron desemparelhado são.

Foram determinados, matematicamente, o número de orbitais existentes em cada subnível e, como cada orbital só pode conter no máximo dois elétrons, temos:

Subníveis	Orbitais	Elétrons
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Assim, por exemplo:

- ✓ Na camada K (nível 1) existe apenas um tipo de orbital, **s**, esférico, que constitui o subnível **1s**.
- ✓ Na camada L (nível 2) existem dois subníveis: o **2s** e o **2p**, formados pelos respectivos orbitais **s** e **p**. O subnível **2s** é formado pelo orbital **2s** que é uma coroa esférica que envolve o **1s**. O subnível **2p** é formado por três orbitais **p** representados por **2p_x**, **2p_y** e **2p_z**, que se orientam em três eixos perpendiculares entre si, **x**, **y** e **z**, respectivamente.

Esquemáticamente temos:

Nível	Subníveis	Orbitais
2	2s	2s
	2p	2p_x, 2p_y, 2p_z

O mesmo raciocínio se aplica aos demais níveis, levando-se em conta as regiões de probabilidade possíveis.

Camada	Nível	Subnível	Máximo de elétrons em cada subnível	Máximo de elétrons em cada nível
K	1	1s	2	2
L	2	2s, 2p	2 + 6	8
M	3	3s, 3p, 3d	2 + 6 + 10	18
N	4	4s, 4p, 4d, 4f	2 + 6 + 10 + 14	32
O	5	5s, 5p, 5d, 5f	2 + 6 + 10 + 14	32
P	6	6s, 6p, 6d	2 + 6 + 10	18
Q	7	7s	2	2

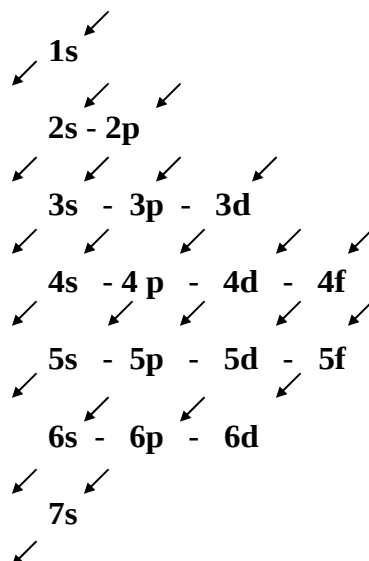
Resumindo:

- Os elétrons de um átomo podem estar em diversos orbitais.
- Cada orbital comporta, no máximo, dois elétrons de spins opostos.
- Os orbitais formam agrupamentos denominados subníveis.
 - O conjunto dos diversos subníveis forma os níveis.

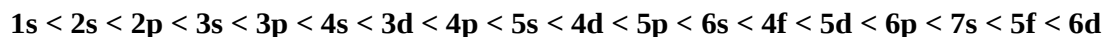
Distribuição dos elétrons na eletrosfera dos átomos

A disposição dos elétrons na eletrosfera de um átomo foi proposta por **Linus Pauling** e denominada **configuração eletrônica**. Os elétrons ocupam a eletrosfera sempre da maneira mais estável, ou seja, na posição de menor energia possível; assim, os elétrons sempre vão ocupar as regiões com menor energia disponível. A essa situação do elétron, em que ele apresenta a sua menor energia, Linus Pauling deu o nome de **estado fundamental**.

Para distribuir os elétrons pelos subníveis é fundamental considerar que os elétrons devem entrar no átomo segundo a ordem crescente de energia dos subníveis. E deve-se respeitar, também, o número máximo de elétrons permitido em cada subnível. Linus Pauling determinou, num diagrama, a ordem crescente de energia dos subníveis para os elementos conhecidos, que apresentam no máximo sete níveis de energia e somente 4 subníveis. Este diagrama é conhecido por **Diagrama de Pauling** e permite fazer a configuração eletrônica para os átomos dos 115 elementos conhecidos.



Temos então, com o auxílio das setas paralelas, a seguinte ordem energética crescente:



Ao fazermos a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Pauling, anotamos a quantidade de elétrons em cada subnível no seu lado direito superior. Genericamente, temos:

nível ← **n subnível** ^{número de elétrons existentes no subnível}

Por exemplo:

- o A distribuição eletrônica para o hidrogênio ($Z=1$) é: $1s^1$
- o A distribuição eletrônica para o oxigênio ($Z=8$) é: $1s^2 2s^2 2p^4$
- o A distribuição eletrônica para o sódio ($Z=11$) é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Podemos ter, portanto, não só o número de elétrons por subnível, mas também o número de elétrons por nível ou camada:

$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^1$
nível 1	nível 2	nível 3
camada K	camada L	camada M
n.º de elétrons = 2	n.º de elétrons = 8	n.º de elétrons = 1
K = 2	L = 8	M = 1

O átomo de magnésio (Na) tem seus elétrons, no estado fundamental, distribuídos em três níveis de energia, ou seja, três camadas, sendo que o seu nível mais externo, denominado **nível** ou **camada de valência**, é o nível 3 ou camada **M**.

Nível ou camada de valência:

É o nível mais afastado do núcleo e que corresponde sempre ao maior valor de n , encontrado na distribuição eletrônica de um átomo ou de um íon.

É importante determinar o número de elétrons presentes na camada de valência dos átomos, pois esse número indicará não só o comportamento do elemento numa ligação, mas também a sua localização na tabela periódica.

Pelo diagrama de Pauling pudemos observar que certos subníveis de camadas mais externas são energeticamente inferiores a alguns subníveis mais internos. É o caso da energia do **4s**, que é inferior à do **3d**, donde se pode concluir que o subnível mais energético nem sempre é o mais afastado do núcleo.

Por exemplo:

A configuração eletrônica do átomo de escândio ($Z=21$) é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. O subnível $4s^2$ aparece antes do subnível $3d^1$. No caso do escândio, o subnível mais energético é o **3d¹**, apresentando 1 elétron, enquanto que o mais externo é o **4s²**, com 2 elétrons.

A distribuição eletrônica do escândio, por camadas é: **K = 2 ; L = 8; M = 9; N = 1**

Distribuição eletrônica de íons

Íons são formados a partir de átomos por ganho ou perda de elétrons, sendo que isso ocorre sempre na camada de valência (camada mais externa).

♦ Cátions ou íons positivos

Como os cátions são formados, a partir dos átomos, pela perda de elétrons, inicialmente devemos fazer a distribuição eletrônica do átomo e, a seguir, "retirar" os elétrons necessários para formar o cátion, sendo que os primeiros elétrons a serem removidos são os da sua camada de valência.

Exemplos:

O átomo de sódio ($_{11}\text{Na}$) origina o cátion $_{11}\text{Na}^+$ pela perda de um elétron, o que é indicado pelo sinal $+$.



O átomo de ferro ($_{26}\text{Fe}$) origina os cátions $_{26}\text{Fe}^{2+}$ e $_{26}\text{Fe}^{3+}$ pela perda de 2 e 3 elétrons, respectivamente.



♦ Ânions ou íons negativos

Os ânions são formados quando os átomos "ganham" elétrons, que irão se "acomodar" na sua camada de valência. Inicialmente, devemos fazer a distribuição eletrônica do átomo e, a seguir, "acrescentar" os elétrons necessários para originar o ânion.

Exemplo: O ânion do enxofre ($_{16}\text{S}^{2-}$) é formado a partir do átomo de enxofre ($_{16}\text{S}$) pelo "ganho" de 2 elétrons, o que é indicado pelo sinal $2-$.

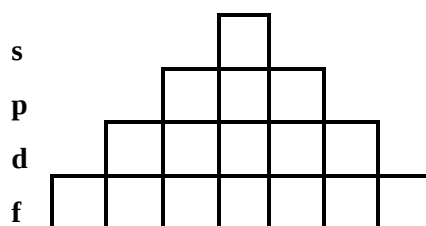


Os dois elétrons recebidos se acomodam no subnível incompleto da camada de valência.

Distribuição eletrônica em orbitais

Vimos que um subnível é um conjunto de orbitais. Lembremos que os subníveis **s**, **p**, **d** e **f** apresentam respectivamente 1, 3, 5, e 7 orbitais.

Cada orbital será representado graficamente por um quadrado em cujo interior representaremos os elétrons.



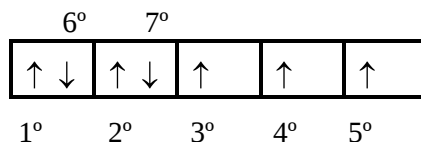
Cada orbital será ocupado por dois elétrons, no máximo, e os elétrons serão representados por setas para cima $\uparrow$ ou para baixo $\downarrow$. Por convenção, a seta para cima representará o 1.º elétron a ocupar determinado orbital e a seta para baixo indicará o 2.º.

Regra para preenchimento de elétrons num subnível

Experimentalmente constata-se que os primeiros elétrons a ocupar um subnível apresentam os menores valores de energia. Isto significa que, por convenção, devem-se colocar setas para cima ($\uparrow$), da esquerda para a direita. Ainda, todos os orbitais receberão um elétron e, só depois, é que completaremos os orbitais da esquerda para a direita (ordem crescente de energia) com as setas para baixo ($\downarrow$). O preenchimento desses quadrados é conhecido como **Regra de Hund**, que é assim enunciada:

Num subnível, enquanto todos os orbitais não receberem o 1.º elétron, nenhum deles receberá o 2.º. O preenchimento deve ser feito de modo que tenhamos o maior número possível de elétrons desemparelhados.

Por exemplo, a representação gráfica do subnível **3d** que possui 7 elétrons é :



EXERCÍCIOS

1) Associe:

(a) Demócrito (b) Dalton (c) Thomson (d) Rutherford (e) Bohr

I. O primeiro a provar que o átomo não era indivisível

II. Autor do modelo segundo o qual os elétrons giram em torno do núcleo em determinados níveis de energia (órbitas).

III. Autor da primeira idéia de átomo, sem base em resultados experimentais.

IV. O primeiro a provar que o átomo não era maciço, mas era constituído por um núcleo muito pequeno, com carga positiva ao redor do qual ficavam os elétrons.

V. Autor do primeiro modelo atômico com base em resultados experimentais.

VI. A interpretação das leis das reações químicas constitui o suporte experimental para a criação do seu modelo atômico.

VII. O estudo dos espectros de emissão dos elementos foi o suporte experimental do seu modelo atômico.

VIII. As experiências de descargas elétricas em alto vácuo, em tubos de Crookes, foi suporte do seu modelo atômico.

IX. O modelo atômico proposto por ele é chamado de modelo de bola de bilhar.

X. O modelo atômico proposto por ele é chamado de modelo do pudim de passas.

XI. Completou o modelo de Rutherford, segundo o qual o átomo pode ser comparado ao sistema planetário, onde o Sol representa o núcleo e os planetas representam os elétrons.

2) Qual a principal crítica feita ao modelo atômico de Rutherford?

3) Identifique a alternativa que corresponde à maior liberação de energia quando o elétron excitado retorna ao seu nível (camada) original :

a) de **L** para **K** b) de **P** para **O** c) de **Q** para **P** d) de **Q** para **K** e) de **M** para **L**

4) Sobre o modelo atômico de Bohr, podemos tecer as seguintes considerações:

I - Quando o núcleo recebe energia, salta para um nível mais externo.

II - Quando o elétron recebe energia, salta para um nível mais energético.

III - Quando um elétron passa de um estado menos energético para outro mais energético, devolve energia na forma de ondas eletromagnéticas.

IV - Se um elétron passa do estado **A** para o estado **B**, recebendo **x** unidades de energia, quando voltar de **B** para **A** devolverá **x** unidades de energia na forma de ondas eletromagnéticas.

Quais dessas afirmações são falsas?

5) O sódio e seus compostos, em determinadas condições, emitem uma luz amarela característica. Explique esse fenômeno em termos de elétrons e níveis de energia.

6) Considere os comprimentos de onda (λ) das seguintes radiações eletromagnéticas:

raios gama = 10^{-14} metro

raios ultravioleta = 10^{-8} metro

microondas = 10^{-2} metro

ondas de rádio = 10^3 metros

Resolva:

a) Coloque-as em ordem crescente de frequência.

b) Coloque-as em ordem crescente de energia.

c) Quanto maior a energia de uma onda, mais acentuados são os danos provocados ao organismo humano.

Dentre as ondas relacionadas, qual é a mais prejudicial ao ser humano?

7) Como Bohr relacionou os espectros descontínuos dos elementos com a eletrosfera do átomo?

8) Qual o número de níveis de energia presentes na eletrosfera dos elementos químicos conhecidos atualmente? E a sua designação?

9) Os espectros de raia fina constituíram o sustentáculo do modelo atômico de.....

10) Utilizando o diagrama de Pauling e considerando o elemento tungstênio (W), de $Z = 74$ e $A = 183$, responda:

a) Qual a distribuição eletrônica por subníveis energéticos (**ordem energética e geométrica**)?

b) Qual a distribuição eletrônica por níveis?

c) Qual o seu subnível mais energético?

d) Qual o seu subnível mais externo?

e) Quantos elétrons desemparelhados ele possui? Represente-os.

f) Qual a distribuição por subníveis de seu cátion bivalente (carga $2+$)?

11) Considerando o elemento níquel ($Z = 28$):

a) Qual a sua distribuição por subníveis (**ordem energética e geométrica**)?

b) Qual a sua distribuição por níveis?

c) Qual o seu subnível mais energético?

d) Qual o seu subnível mais externo?

e) Quantos elétrons desemparelhados o elemento níquel possui? Represente-os.

f) Qual a distribuição por subníveis de seu cátion trivalente (carga $3+$)?

12) Escreva a distribuição eletrônica nos diferentes subníveis do átomo de N ($Z = 7$) em seu estado fundamental e quando está na forma de íon N^{3-} .

13) Se um átomo, no estado fundamental, apresenta 1 elétron no 4^o nível de energia, qual é o seu número atômico?

14) Se um átomo, no estado fundamental, apresenta distribuição $4p^5$ no último nível de energia, qual é o seu número atômico?

15) Corrija a afirmação: “Quando um átomo de ^{12}Mg perde 2 elétrons, transforma-se em outro elemento de número atômico 10 representado por $^{10}\text{Ne}^{2+}$ ”.

16) Um estudante procurou numa tabela os raios dos seguintes íons: $^{13}\text{Al}^{3+}$, $^9\text{F}^{1-}$ e $^{11}\text{Na}^+$. Anotou os valores 0,95 angstroms; 0,50 angstroms e 1,36 angstroms (1 angström = 10^{-10} m), esquecendo-se de associar cada valor à respectiva espécie.

a) O que esses três íons têm em comum?

b) Raciocinando um pouco, associe corretamente os valores dos raios a cada um dos íons? Justifique sua resposta.

17) A configuração eletrônica $4s^2 4p^3$ representa os elétrons da camada de valência de um elemento químico.

- a) Qual o seu número atômico?
- b) Caso ele receba 3 elétrons, qual será a sua nova configuração ?
- c) Que tipo de espécie química ele se tornará?
- d) O seu raio será maior ou menor? Por quê?

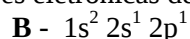
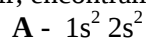
18) O íon X^{2-} tem 35 nêutrons e é isoeletrônico do gás nobre criptônio (Kr, $A = 40$, $Z = 18$). Qual o número atômico e o de massa de X?

19) Se um átomo, no estado fundamental, apresenta apenas dois elétrons no quinto nível de energia, qual é o seu número atômico?

20) Qual é o número atômico de um átomo cujo cátion monovalente apresenta a configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6$?

21) Qual o número atômico de um elemento que apresenta somente dois pares de elétrons (emparelhados) nos orbitais **d** do quarto nível?

22) No esquema a seguir, encontramos duas distribuições eletrônicas de um mesmo átomo neutro:



A seu respeito é correto afirmar que:

- a) **A** é a configuração ativada.
- b) **B** é a configuração normal (fundamental).
- c) A passagem de **A** para **B** libera energia na forma de ondas eletromagnéticas.
- d) A passagem de **A** para **B** absorve energia.
- e) A passagem de **A** para **B** envolve perda de um elétron.

23) Muitos elementos químicos apresentam isótopos naturais. Analise os dados da tabela:

Elemento	Isótopo	Abundância (%)
Hidrogênio ${}_1\text{H}$	${}^1\text{H}$	99,98
	${}^2\text{H}$	0,02
	${}^3\text{H}$	traços
Oxigênio ${}_8\text{O}$	${}^{16}\text{O}$	99,76
	${}^{17}\text{O}$	0,04
	${}^{18}\text{O}$	0,20
Cloro ${}_{17}\text{Cl}$	${}^{35}\text{Cl}$	75,4
	${}^{37}\text{Cl}$	24,6
Sódio ${}_{11}\text{Na}$	${}^{23}\text{Na}$	100

- a) A tabela indica que um dos isótopos do H não tem nêutron. Identifique-o.
- b) Qual das formas do hidrogênio é chamada *hidrogênio leve*?
- c) Em uma amostra de 10 000 átomos de hidrogênio, quantos há de cada um dos isótopos?
- d) Entre os elementos incluídos na tabela, qual não tem isótopo?

24) Uma manifestação comum nas torcidas de futebol é a queima de fogos de artifício coloridos, de acordo com as cores dos times. Fogos com cor vermelha, por exemplo, contêm um elemento que possui como subnível mais energético um subnível **s**, que possui elétrons emparelhados. Assim, a torcida da China, para

saudar o time de seu país com um vermelho brilhante, deverá usar fogos contendo um elemento com número atômico:

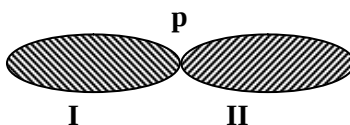
- a) 38 b) 30 c) 26 d) 19

25) Assinale a alternativa que corresponde à regra de Hund :

- a) Orbital é a região do espaço de maior probabilidade de se encontrar um elétron.
b) Os subníveis **s**, **p**, **d**, **f** comportam, respectivamente, até 2, 6, 10, 14 elétrons.
c) O orbital **s** tem forma esférica.
d) Os elétrons de um orbital devem apresentar spins contrários.
e) Todos os orbitais de um subnível são preenchidos parcialmente, para depois serem completados.

26) Um nível de energia é constituído de três subníveis. O n.º máximo de elétrons nessa camada é

27) Para tentar explicar o que se entende por um orbital atômico do tipo **2p**, textos introdutórios usam figuras do tipo seguir :



Assinale a afirmação correta em relação a figuras desse tipo:

- a) O elétron no estado **2p** descreve uma trajetória na forma de oito, como esboçado acima.
b) Enquanto um dos elétrons **2p** está garantidamente na região **I**, um segundo elétron **2p** está garantidamente na região **II**.
c) Essas figuras correspondem a símbolos que só podem ser interpretados matematicamente, mas não possuem interpretação física.
d) Os contornos da área hachurada correspondem à distância máxima do elétron em relação ao núcleo, cuja posição corresponde ao ponto **p**.
e) Essa figura procura dar a idéia de duas regiões onde a probabilidade de encontrar o mesmo elétron **2p** é relativamente grande, mas sem esquecer que ele também pode estar fora da região hachurada.

28) ♦ Materiais que se magnetizam sob a ação de um campo magnético, mas perdem a magnetização quando o campo magnético é removido são chamados **paramagnéticos**.

o Materiais que não se magnetizam sob a ação de um campo magnético são chamados **diamagnéticos**.

♦ Átomos com pelo menos um elétron desemparelhado são **paramagnéticos**.

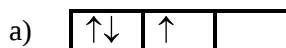
♦ Átomos com todos os elétrons emparelhados são **diamagnéticos**.

Considerando as informações acima podemos afirmar que são **paramagnéticos** os átomos do elemento:

- a) ${}_2\text{He}$ b) ${}_4\text{Be}$ c) ${}_7\text{N}$ d) ${}_{10}\text{Ne}$ e) ${}_{12}\text{Mg}$

29) Os íons A^{2+} , B^{1-} , C^{3+} , D^{2-} , E^{1+} são isoeletrônicos. Coloque-os em ordem crescente de seus números atômicos, demonstrando seus cálculos.

30) Qual a distribuição eletrônica que contraria simultaneamente o princípio de Pauli e a regra de Hund ?



RESPOSTAS

1) I. c ; II. e ; III. a; IV. d; V. b; VI. b; VII. e; VIII. c ; IX. b ; X. c ; XI. e

2) Pela teoria de Maxwell (eletromagnetismo), uma carga elétrica em movimento irradia continuamente energia. Dessa maneira, o elétron em movimento ao redor do núcleo estaria continuamente irradiando energia. Com isso, o elétron perderia energia de modo contínuo, diminuindo gradativamente sua velocidade e a sua distância do núcleo, numa trajetória espiralada que culminaria com o choque inevitável contra o núcleo.

3)d

4) I e III

5) Ao receber energia, por exemplo, de uma chama, os elétrons do íon sódio absorvem energia e saltam para níveis mais externos; ao retornarem para os níveis internos, emitem radiação na coloração amarela, que é característica deste metal.

6) $E = hf = h c/\lambda$. Logo:

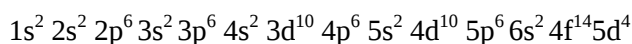
- a) Ondas de raio < microondas < raios ultravioleta < raios gama
b) Ondas de raio < microondas < raios ultravioleta < raios gama
c) raios gama

7) De acordo com esse modelo, o átomo poderia ser representado de uma forma em que as órbitas permitidas tivessem relação com os diferentes níveis de energia e, ainda, com as respectivas raias presentes no espectro.

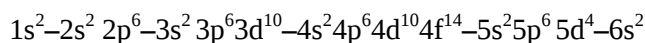
8) 7 camadas; K, L, M, N, O, P, Q

9) Sommerfeld

10) a) **ordem energética :**



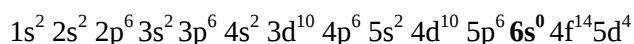
ordem geométrica:



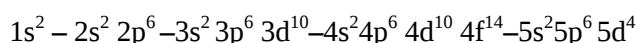
b) K = 2 ; L = 8; M = 18; N = 32; O = 12; P = 2

c) 5d d) 6s e) 4

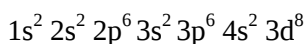
f) **ordem energética:**



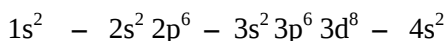
ordem geométrica:



11) a) **ordem energética:**



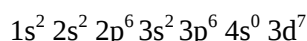
ordem geométrica:



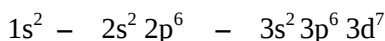
b) K = 2 ; L = 8; M = 16; N = 2

c) 3d d) 4s e) 2

f) **ordem energética:**



ordem geométrica:



12) N - $1s^2 2s^2 2p^3$; $N^{3-} - 1s^2 2s^2 2p^6$

13) Z = 19

14) Z = 35

15) “Quando um átomo de ^{12}Mg perde 2 elétrons, transforma-se em um íon positivo representado por $^{12}\text{Mg}^{2+}$ ”.

16) a) São isoeletrônicos

b) $^{13}\text{Al}^{3+}$ - 0,50 angstroms; $^9\text{F}^{1-}$ - 1,36 angstroms e $^{11}\text{Na}^+$ - 0,95 angstroms . Sendo isoeletrônicos, quanto maior Z, maior a atração e menor o raio.

17) A configuração eletrônica $4s^2 4p^3$ representa os elétrons da camada de valência de um elemento químico.

a) Z = 33 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

c) Um ânion.

d) Maior. Mesmo número de prótons atraindo um número maior de elétrons gera uma menor interação núcleo-eletrosfera.

18) Z = 16 e A = 51 19) Z = 38

20) Z = 11 21) Z = 45 22) letra d

23) a) ^1H b) o que não possui nêutron

c) 9998 átomos de ^1H , 2 átomos de ^2H

d) sódio

24) letra a

25) e

26) 18

27) e

28) c

29) $D < B < E < A < C$

30) b

Na época, a relação entre química e música foi considerada ridícula, constituindo-se alvo de muitas críticas e, por esse motivo, a periodicidade das propriedades dos elementos, observada por Newlands, foi desprezada pelos membros da Sociedade Química de Londres.

Newlands precisou esperar aproximadamente 20 anos para ter o seu trabalho reconhecido, ou seja, para que os cientistas da época aceitassem a idéia da existência de um padrão periódico (repetitivo) nas propriedades dos elementos químicos.

Escala musical	Elementos
Dó	H, F, Cl ...
Ré	Li, Na, K ...
Mi	Be, Mg, Ca ...
Fá	B, Al, Cr ...
Sol	C, Si, Ti ...
Lá	N, P, Mn ...
Si	O, S, Fe ...

Dimitri Ivanovitch Mendeleev, na Rússia, e Lothar Meyer, na Alemanha, criaram – independentemente e praticamente ao mesmo tempo – tabelas periódicas muito parecidas. Pouco tempo depois, essas tabelas originariam as que são usadas atualmente.

Costuma-se atribuir maior importância ao trabalho de Mendeleev por ter sido publicado antes e por ser mais completo, aprofundando o estudo com propriedades químicas dos elementos. Mendeleev conclui, devido aos resultados obtidos em várias experiências, que as propriedades químicas e físicas dos elementos se repetiam com certa regularidade em função da massa atômica dos elementos. Essa regularidade foi expressa por Mendeleev, em 1869, da seguinte maneira:

Lei periódica de Mendeleev:

As propriedades dos elementos e também as propriedades dos seus compostos variam periodicamente em função de suas massas.

Mendeleev organizou os elementos (63 elementos eram conhecidos na época) em linhas horizontais, chamadas **períodos**, em ordem crescente de massas atômicas e em colunas verticais, denominadas **grupos**, onde se situavam os elementos com propriedades semelhantes. Esse trabalho originou, em 1871, a tabela periódica de Mendeleev.

Período	Grupos							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K Cu	Ca Zn	* *	Ti *	V As	Cr Se	Mn Br	Fe Co Ni
5	Rb Ag	Sr Cd	Y In	Zr Sn	Nb Sb	Mo Te	* I	Ru Rh Pd

Observa-se, nessa tabela, a existência de algumas lacunas referentes a elementos não conhecidos na época e indicados por asteriscos (*), mas cujas existências foram previstas por Mendeleev. Audaciosamente, além de prever a descoberta de novos elementos, em alguns casos ele também prognosticou com precisão as propriedades desses novos elementos. O quadro a seguir registra algumas propriedades do elemento *germânio* – denominado *eka-silício* por Mendeleev –, previstas por ele em 1871, e as realmente determinadas após a descoberta desse elemento, em 1885.

PROPRIEDADES	Previstas por Mendeleev em 1871 (eka-silício)	Determinadas experimentalmente em 1885 (germânio)
Densidade	5,50 g/cm ³	5,47 g/cm ³
Cor	Cinzentos	Cinzentos-claros
Massa atômica	72,00	72,60
Densidade do óxido	4,7 g/cm ³	4,7 g/cm ³

Os trabalhos de Mendeleev também permitiram inverter as posições de alguns elementos em relação às massas atômicas para *agrupar* os que tinham propriedades semelhantes. É o caso do I (massa atômica 127) e do Te (massa atômica 128).

Em síntese, a falta de determinados *conhecimentos químicos* dessa época acabou valorizando o trabalho criativo e de pesquisa de Mendeleev:

- ✓ muitos elementos químicos *naturais*, entre os quais os gases nobres, que se destacam pela falta de reatividade química, eram desconhecidos ;
- ✓ não se sabia da existência de prótons, nêutrons, elétrons, por isso desconhecia-se a estrutura eletrônica dos átomos.;
- ✓ não eram conhecidos os números atômicos, essenciais na organização dos elementos na Tabela Periódica atual; apesar disso, Mendeleev inverteu a posição de alguns elementos, com base nas massas atômicas (ordem que ele adotara), procurando colocar nos mesmos grupos verticais elementos semelhantes quanto ao comportamento químico.

A classificação elaborada por Mendeleev foi utilizada por quase meio século, mas, com o início das experiências relacionadas à estrutura do átomo, novas classificações, mais modernas, surgiram.

A carga nuclear (n.º atômico), termo proposto por Moseley, começa a ser encarado como a "identidade" do elemento, e não mais a massa atômica e, em função disso, Moseley verificou que as propriedades dos elementos eram relacionadas com o n.º de prótons existentes em seus núcleos. Com essa descoberta foi possível corrigir algumas anomalias observadas por Mendeleev.

Em 1913, Moseley enunciou a seguinte lei:

Lei periódica de Moseley (atual) :

As propriedades dos elementos se relacionam periodicamente com seus números atômicos (Z)

Tabela Periódica Atual

Na tabela atual, os elementos químicos estão dispostos em ordem crescente de número atômico em 7 linhas horizontais, denominadas **períodos**, e em 18 colunas verticais, denominadas **grupos** ou **famílias**.

Períodos ou séries

A localização dos diversos elementos nos respectivos períodos está relacionada com o número de níveis eletrônicos (camadas) dos elementos, ou seja, a **ordem do período** corresponde ao **número de camadas** que os elementos apresentam. Elementos situados num mesmo período apresentam mesmo número de níveis.

Elementos situados num mesmo período apresentam mesmo número de níveis.

Famílias ou grupos

A tabela atual é constituída por 18 famílias, sendo que cada uma delas *agrupa elementos com propriedades químicas semelhantes* devido ao fato de apresentarem a mesma configuração eletrônica na sua camada de valência.

Existem, atualmente, duas maneiras de identificar as famílias ou grupos. Uma delas, a mais comum, é indicar cada família por um algarismo romano seguido das letras **A** e **B**, por exemplo, IA, IIA, IIIB e IVB. Essas letras **A** ou **B**, indicam a posição do elétron mais energético nos subníveis. No final da década de 80, a IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) propôs outra maneira: as famílias devem ser indicadas por algarismos arábicos de 1 a 18, eliminando-se as letras **A** e **B**.

1 IA												13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0	
1 H	2 IIA																2 He	
3 Li	4 Be	8 9 10 VIII B										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB					11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uud		114 Uuq		116 Uuh			

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Famílias A e Zero

Essas famílias são constituídas pelos **elementos representativos**, sendo que todos esses elementos apresentam o seu **elétron mais energético** situado nos **subníveis s** ou **p**.

Nas famílias de IA a VIIA, o **número da família** indica a **quantidade de elétrons** existentes na camada de valência.

Por exemplo:

$_{34}\text{Se} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$ camada de valência: $4s^2 4p^4$ total de elétrons = 6 $\Rightarrow$ **Família VIA**

$_{11}\text{Na} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ camada de valência: $3s^1$ total de elétrons = 1 $\Rightarrow$ **Família IA**

Já a **família zero (0)** recebeu esse número para indicar que a reatividade dos seus elementos em condições ambientes é nula. Na sua maioria, os elementos dessa família apresentam **oito** elétrons na camada de valência. O grupo zero também é conhecido como VIIIA.

Exemplo:

$_{10}\text{Ne} - 1s^2 2s^2 2p^6$ camada de valência: $2s^2 2p^6$ total de elétrons = 8 $\Rightarrow$ **Família zero**

Além de serem indicados por números e letras, essas famílias recebem também nomes característicos.

Família ou grupo	Nome	Configuração da última camada	Nº de e- na última camada	Componentes
IA ou 1	alcalinos	ns ¹	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA ou 2	alcalino-terrosos	ns ²	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA ou 13	família do boro	ns ² np ¹	3	B, Al, Ga, In, Tl
IVA ou 14	família do carbono	ns ² np ²	4	C, Si, Ge, Sn, Pb
VA ou 15	família do nitrogênio	ns ² np ³	5	N, P, As, Sb, Bi
VIA ou 16	calcogênios	ns ² np ⁴	6	O, S, Se, Te, Po
VIIA ou 17	halogênios	ns ² np ⁵	7	F, Cl, Br, I, At
Zero ou 18	gases nobres	ns ² np ⁶	8	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Nas configurações acima n é o número correspondente ao último nível.

Observações

- O elemento químico hidrogênio é representado na coluna IA por apresentar 1 elétron no subnível s de sua camada de valência (1s¹), porém não faz parte da família dos metais alcalinos, porque apresenta propriedades químicas diferentes. Em algumas tabelas ele é colocado à parte do corpo da tabela.
- O único gás nobre que não apresenta oito elétrons em sua camada de valência é o Hélio (He), pois seu número atômico é 2 e sua distribuição é 1s².

Algumas características dos elementos representativos

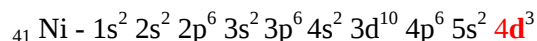
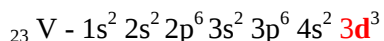
- **Metais alcalinos:** correspondem a 4,8% da superfície terrestre, incluindo os oceanos e a atmosfera. Por serem muito reativos, não são encontrados isolados, mas formando compostos em minerais ou em sais dissolvidos na água do mar.
- **Metais alcalino-terrosos:** correspondem a 4,16% da crosta terrestre, sendo o cálcio e o magnésio os mais abundantes. O rádio é raro e muito instável (radioativo). Por serem muito reativos, não são encontrados isolados, mas combinados, principalmente em forma de silicatos, carbonatos e sulfatos.
- **Família do carbono:** constituem 27,7% da crosta terrestre, sendo o silício, sem dúvida, o mais abundante de todos eles, com 27,5%. O carbono é o responsável por toda a vida orgânica sobre a Terra e o silício, o principal componente da estrutura inorgânica da superfície terrestre.
- **Família do nitrogênio:** correspondem a 0,33% da superfície terrestre, incluindo os oceanos e a atmosfera. Seus minerais são principalmente combinações com oxigênio e metais (nitratos, fosfatos, etc.).
- **Calcogênios:** incluem o elemento mais abundante da Terra: o oxigênio, que corresponde a 50,5% em peso da crosta terrestre.
- **Halogênios:** ocupam posições variadas na abundância dos elementos na crosta terrestre. O astato é extraordinariamente raro: foram identificados apenas traços desse elemento. Todos os halogênios são venenosos por seus efeitos corrosivos sobre a pele e os órgãos respiratórios.
 - **Gases nobres:** constituem 1% da atmosfera terrestre, na qual o mais freqüente é o argônio. O hélio é, depois do hidrogênio, o elemento mais abundante do Universo; é o produto final estável da fusão nuclear, a fonte de energia do Sol e das estrelas.

Famílias B

As famílias **B**, incluindo as duas linhas horizontais separadas do corpo principal da tabela, são constituídas pelos elementos de transição e apresentam seu elétron mais energético situados nos subníveis d ou f.

Os elementos de transição externa ou, simplesmente, elementos de transição, têm como principal característica apresentar o seu elétron mais energético situado em um subnível d.

Exemplos:



Para os elementos de transição externa, a localização na família ou grupo não é feita utilizando o número de elétrons da camada de valência, mas sim o **número de elétrons** existentes no seu **subnível mais energético (d)**. Tomando por base a distribuição eletrônica, pela regra, temos a seguinte relação:

IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB
d¹	d²	d³	d⁴	d⁵	d⁶	d⁷	d⁸	d⁹	d¹⁰

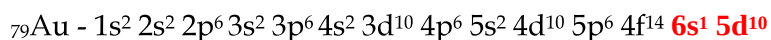
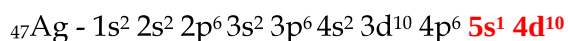
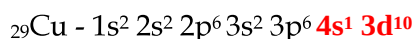
Observe os exemplos:

${}_{21}\text{Sc} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \mathbf{3d^1}$ – Como o subnível mais energético é o **d**, contendo 1 elétron, este elemento está situado na família **IIIB**.

${}_{26}\text{Fe} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \mathbf{3d^6}$ - família **VIIIB**

Observações

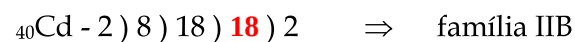
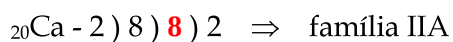
- Os elementos do grupo IB possuem distribuição eletrônica diferente da teórica; sua distribuição teórica é $ns^2 (n-1)d^9$ e sua distribuição real é $ns^1 (n-1)d^{10}$. Assim temos:



Em função do que foi exposto, alguns autores consideram os grupos IB e IIB como de pós-transição, uma vez que, na verdade, possuem o subnível d completo (com 10 elétrons).

Teremos então a diferença entre os grupos IA e IB, IIA e IIB, residindo no penúltimo nível.

Os grupos IA e IIA apresentam 8 elétrons no penúltimo nível enquanto que os grupos IB e IIB apresentam 18 elétrons no penúltimo nível. Por exemplo :



- Alguns elementos apresentam distribuição eletrônica "irregular", diferente da teórica. Apesar disso, para a construção da tabela periódica, consideramos a distribuição eletrônica teórica. Como exemplo, podemos citar os elementos: Nióbio (Nb) - Cromo (Cr) - Molibdênio (Mo) - Rutênio (Ru) - Ródio (Rh) - Platina (Pt) - Paládio (Pd) .

Os elementos de **transição interna** são os elementos que apresentam seu elétron mais energético situado em um subnível f. Constituem as séries dos **lantânídeos** e **actinídeos** e encontram-se deslocadas do corpo central da tabela, apresentando respectivamente **6** e **7** camadas eletrônicas ; por isso, estão localizadas respectivamente no **6.º** e **7.º** períodos.

Os lantânídeos e os actinídeos pertencem ao grupo **IIIB**, sendo que os **lantânídeos**, localizados no **6.º período**, possuem o subnível **4f como mais energético**, enquanto os **actinídeos**, localizados no **7.º período**, possuem o subnível **5f como mais energético**.

Lantânídeos: $_{57}\text{La}$, $_{58}\text{Ce}$, $_{59}\text{Pr}$até $_{71}\text{Lu}$ (6.º período)

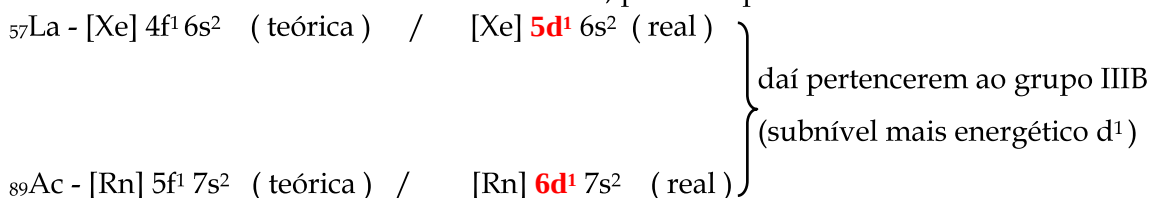
Actinídeos: $_{89}\text{Ac}$, $_{90}\text{Th}$, $_{91}\text{Pa}$até $_{103}\text{Lw}$ (7.º período)

lantânídeos	4f¹	4f²	4f³	4f⁴	4f⁵	4f⁶	4f⁷	4f⁸	4f⁹	4f¹⁰	4f¹¹	4f¹²	4f¹³	4f¹⁴
actinídeos	5f¹	5f²	5f³	5f⁴	5f⁵	5f⁶	5f⁷	5f⁸	5f⁹	5f¹⁰	5f¹¹	5f¹²	5f¹³	5f¹⁴

Observação

Assim como nos elementos de transição externa, alguns elementos de transição interna também apresentam distribuição eletrônica "irregular", diferente da teórica.

Temos, por exemplo:



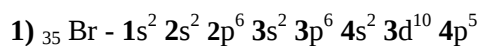
Comparando-se a posição dos elementos na Tabela Periódica e os subníveis de maior energia de seus átomos sem levar em conta o n.º de elétrons nesses subníveis, tem-se :

1.º período →	1s			1s
	bloco s		bloco d	bloco p
2.º período →	2s			2p
3.º período →	3s			3p
4.º período →	4s		3d	4p
5.º período →	5s		4d	5p
6.º período →	6s		5d	6p
7.º período →	7s		6d	
6.º período →	bloco f	4f		
7.º período →		5f		

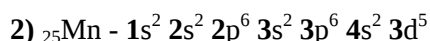
Localização dos elementos na Tabela Periódica

A distribuição eletrônica do átomo de um dado elemento químico permite que determinemos a sua localização na tabela, assim como o bloco ao qual ele pertence e também sua classificação como elemento representativo ou de transição.

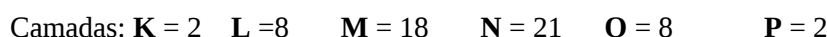
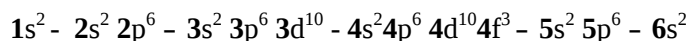
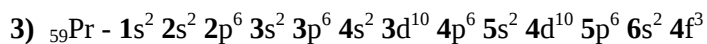
Veja alguns exemplos de como se pode localizar o elemento químico a partir da distribuição eletrônica:



Características da distribuição eletrônica	Localização e classificação
4 camadas (K,L,M,N)	4.º período
7 elétrons na camada de valência (4s² 4p⁵)	Família VIIA (halogênios)
Elétron de maior energia situado no subnível p (4p⁵)	Bloco p (elemento representativo)



Características da distribuição eletrônica	Localização e classificação
4 camadas (K,L,M,N)	4.º período
5 elétrons no subnível d (3d⁵)	Família VIIB
Elétron de maior energia situado no subnível d (3d⁵)	Bloco d (elemento de transição externa)



Características da distribuição eletrônica	Localização e classificação
6 camadas (K,L,M,N,O,P)	6.º período
3 elétrons no subnível f (4f³)	Família IIIB
Elétron de maior energia situado no subnível f (4f³)	Bloco f (elemento de transição interna)

Classificação dos elementos

Os elementos químicos podem ser classificados também de acordo com dois critérios: suas propriedades químicas e físicas e sua ocorrência ou não na natureza.

As propriedades químicas dos elementos estão relacionadas com suas distribuições eletrônicas. De acordo com as propriedades físicas dos elementos, eles são subdivididos em metais, ametais ou não-metais, semimetais, gases nobres e hidrogênio.

Metais

Aproximadamente dois terços dos elementos químicos conhecidos são metais. As principais propriedades físicas dos metais são:

- ✓ Nas condições ambientes são sólidos, com exceção do mercúrio (**Hg**), que é líquido.
- ✓ São bons condutores de calor e corrente elétrica. Daí o uso de metais no cozimento de alimentos (panelas, assadeiras) e em fios elétricos, geralmente de cobre.
- ✓ Apresentam o chamado **brilho metálico** e cor cinzenta, exceção feita ao cobre (avermelhado) e ao ouro (amarelo).

- ✓ São maleáveis, isto é, podem ser transformados em lâminas.
- ✓ São dúcteis, isto é, podem ser transformados em fios.
- ✓ São densos, de altos pontos de fusão e ebulição.
- ✓ Formam íons positivos (cátions) devido à baixa energia de ionização.

Ametais ou não-metais

Existem somente 11 elementos classificados como ametais, cujo comportamento físico não é muito uniforme, embora apresentem comportamento químico semelhante.

As principais propriedades físicas dos ametais são:

- ✓ Nas condições ambientes apresentam-se nos seguintes estados físicos:
 sólido – **C, P, S, Se, I, At** ; líquido – **Br** ; gasoso – **N, O, F, Cl**
- ✓ São maus condutores de calor e eletricidade.
- ✓ Não apresentam brilho e têm coloração variável.

Semimetais

São em número de 7 (**B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po**) e não possuem propriedades “marcantes” de metais ou não-metais. Este grupo pequeno foi separado de forma mais ou menos arbitrária, já que, a variação de propriedades se faz de forma gradual na tabela periódica.

- ✓ Os semimetais são sólidos à temperatura ambiente.
- ✓ O mais usado é o silício (Si), empregado na fabricação de semicondutores.

Hidrogênio

É um elemento atípico, possuindo a propriedade de se combinar com metais, ametais e semimetais. Nas condições ambientes, é um gás extremamente inflamável.

Gases Nobres

Como o próprio nome sugere, nas condições ambientes apresentam-se no estado gasoso e sua principal característica química é a grande estabilidade, ou seja, possuem pequena capacidade de se combinarem com outros elementos.

Os gases nobres não apareciam na Tabela Periódica original, elaborada por Mendeleev por que em sua época não se conhecia nenhum deles. No entanto, em 1884, *William Ramsday* isolou o argônio e os químicos desconfiaram de uma nova família de elementos químicos, o que realmente aconteceu até 1900, com a descoberta dos demais gases nobres.

Observação

Quando fazemos referência a uma propriedade física de um *elemento químico*, na verdade estamos mencionando uma propriedade da *substância simples* formada por ele.

Assim, ao dizermos que o iodo é sólido, ou que tem ponto de fusão 114 °C, ou ainda que é mau condutor de eletricidade, estamos nos referindo à substância simples iodo.

OBSERVAÇÃO

A IUPAC aceita a classificação dos semimetais como sendo elementos com algumas propriedades de metais e outras de não metais, no entanto não define que elementos são estes. É provável que a falta de definição seja consequência da dificuldade de se estabelecer uma linha limite entre metais e não-metais. Em função disso, algumas tabelas mais modernas não apresentam explicitamente os semimetais. Estas trazem uma fronteira direta entre metais e não-metais e os metais são diferenciados em metais alcalinos, alcalino-terrosos, de transição e representativos, cada grupo com uma coloração diferenciada.

Para efeito dos nossos estudos, continuaremos utilizando a tabela que traz os semimetais.

1 IA																	18 0	
1 H	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	2 He	
3 Li	4 Be	8 9 10 VIII B										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB					11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uud		114 Uuq		116 Uuh			

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Ocorrência dos elementos

Dos elementos conhecidos atualmente, 88 são naturais (encontrados na natureza) e o restante é artificial (produzido em laboratório); Estes últimos podem ser classificados em:

- **Cisurânicos** - apresentam número atômico inferior a 92, do elemento urânio, e são os seguintes : tecnécio (Tc), astato (At), frâncio (Fr) e promécio (Pr);
- **Transurânicos** - apresentam número atômico superior a 92.

Observações

1. O nome dos elementos químicos com números atômicos =110 é indicado pelo próprio número atômico do elemento. O nome é obtido de acordo com o seguinte quadro de prefixos:

0 - nil	2 - di	4 - quad	6 - hex	8 - oct
1 - un	3 - tri	5 - pent	7 - sept	9 - en

A esses prefixos são acrescidos os sufixos *ium* ou *io*

Elemento 110 → un (1) + un (1) + nil (0) + io ⇒ Ununílio - símbolo: Uun

Elemento 111 → un (1) + un (1) + un (1) + io ⇒ Ununúnio - símbolo: Uuu

EXERCÍCIOS

1) Indique o período e o grupo dos elementos abaixo :

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
d) $1s^2 2s^2 2p^3$
e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
g) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
h) $1s^2 2s^2 2p^6$

2) Dada a estrutura eletrônica em ordem energética, localize cada elemento na tabela periódica (período e grupo) :

- a) $4s^2 3d^6$ b) $3s^2 3p^1$ c) $5s^1 4d^{10}$ d) $1s^2$

3) Dada a localização dos elementos na tabela periódica, determine sua distribuição eletrônica e seu número atômico:

- a) grupo IA - 4º período
b) grupo VB - 4º período
c) grupo IVA - 3º período
d) grupo IIB - 5º período

4) Associe:

- (a) metais alcalinos $() ns^2 np^6$
 (b) metais alcalino-terrosos $() (n-1) s^2 (n-1) p^6 ns^2 np^5$
 (c) calcogênios $() (n-1) s^2 (n-1) p^6 ns^1$
 (d) halogênios $() (n-1) s^2 (n-1) p^6 ns^2 np^4$
 (e) gases nobres

5) Por que o cálcio ($Z=20$) e o zinco ($Z=30$) não estão no mesmo grupo, apesar de terem ambos 2 elétrons em seu último nível?

6) Os metais são elementos que apresentam 1, 2 ou 3 elétrons no último nível de energia. São bons condutores de eletricidade e calor, são dúcteis e brilhantes. Dos elementos abaixo são metais:

- a) fósforo b) chumbo c) cobre d) sódio
e) potássio f) enxofre g) estanho h) cloro

7) Considere os elementos: **A** (Z=38), **B** (Z=55), **C** (Z=25), **D** (Z=14), **E** (Z=17), **F** (Z=18).

a) Através de suas distribuições eletrônicas, localize-os na tabela a seguir.

b) Classifique-os em: lantanídeo, alcalino, alcalino-terroso, transição, halogênio, família do boro, família do carbono, calcogênio ou gás nobre.

[illegible][illegible]

8) São elementos líquidos à temperatura ambiente:

- a) iodo e bromo
b) iodo e flúor
c) cloro e flúor
d) mercúrio e bromo
e) mercúrio e flúor

9) Usando a tabela abaixo:

[illegible]

I) Coloque os seguintes átomos genéricos em suas respectivas localizações :

- a) **G** : **[D]** $5s^2 4d^8$ b) **H** : **[C]** $4s^2 4p^1$ c) **I** : **[E]** $6s^2 6p^4$ d) **J** : **[A]** $2s^1$
e) **L** : **[B]** $3s^2$ f) **M** : **[E]** $6s^2 6p^5$ g) **N** : **[F]** $7s^2 6d^2$ h) **O** : **[E]** $6s^1 5d^{10}$

II) Caracterize os elementos dados como metais, ametais e semimetais.

III) Dê o número (antigo e atual) e o nome das famílias dos elementos representativos.

10) Baseie-se na classificação periódica a seguir, onde aparecem símbolos arbitrários, para responder às perguntas que se seguem.

[illegible]

- Quais são os alcalino-terrosos?
- Qual o elemento do 1º período?
- Quais são os gases nobres?
- Qual o elemento de transição?
- Qual o elemento que possui 3 elétrons na última camada?
- Qual o elemento do grupo VIIA?
- Qual o elemento cujos elétrons estão utilizando o menor número de camadas?
- Qual o elemento de maior número atômico?
- Qual o elemento do grupo do nitrogênio?

11) Relacione as colunas:

- a) ... $3s^2$ () 4º período - IIA
b) ... $5s^2 4d^3$ () 6º período - IIIB
c) ... $6s^2 4f^4$ () 3º período - IIA
d) ... $3d^{10} 4p^3$ () 5º período - IIA
e) ... $4s^2 3d^{10}$ () 4º período - IIB
f) ... $4d^{10} 5p^2$ () 4º período - VB
() 5º período - VB
() 5º período - IVA
() 3º período - IIB
() 4º período - V

RESPOSTAS

- 1) a) 4.º período - IA
e) 4.º período - VIIB
- 2) a) 4.º período - VIIIB
- 3) a) $Z = 19 \dots\dots 4s^1$
- b) 5.º período - VIIA
f) 4.º período - IB
- b) 3.º período - IIIA
- b) $Z = 23 \dots\dots 4s^2 3d^3$
- c) 3.º período - IIA
g) 4.º período - IIIA
- c) 5.º período - IB
- c) $Z = 14 \dots\dots 3s^2 3p^2$
- d) 2.º período - VA
h) 2.º período - zero
- d) 1.º período - zero
- d) $Z = 48 \dots\dots 5s^2 4d^{10}$

4) (e) (d) (a) (c)

5) Porque o cálcio tem no penúltimo nível configuração $3s^2 3p^6$ e o zinco $3s^2 3p^6 3d^{10}$, logo, o cálcio é do grupo IIA e o zinco do grupo IIB.

6) b, c, d, e, g

7) a)

[illegible]

- b) **A** - alcalino-terroso **B** - alcalino **C** – transição
 D - família do carbono **E** - halogênio **F** - gás nobre

8) d) mercúrio e bromo

9)I)

[illegible]

II) Métaux : J, L, N G, O, H

Ametal : M

Semimetal : I

III) IA – 1 : Métaux alcalins

IIA – 2 : Metais alcalino-terrosos

III A – 13 : Família ou grupo do boro

IVA -14 : Família ou grupo do carbono

VA-15 : Família do nitrogênio

VIA – 16 : Calcogênios

VIIA – 17 : Halogênios

VIIIA ou zero – 18 : Gases nobres

- 10) a) D e E b) A c) A e I d) G e) F
f) H g) A h) C i) B

- 11)**
- | | |
|-------------------------|------------------------|
| (c) 6º período – IIIB | (b) 5º período - VB |
| (a) 3º período – IIA | (f) 5º período - IVA |
| (e) 4º período – IIB | (d) 4º período - VA |

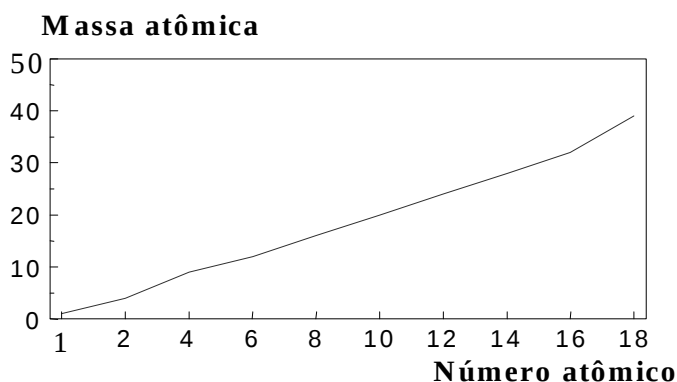
CAPÍTULO 7

PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS

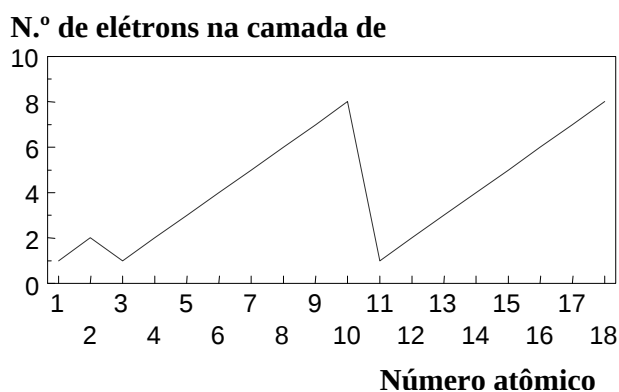
A tabela periódica pode ser utilizada para relacionar as propriedades dos elementos com suas estruturas atômicas, podendo ser de dois tipos: propriedades aperiódicas e periódicas.

Propriedades aperiódicas são aquelas cujos valores variam (crescem ou decrescem) na medida em que o número atômico aumenta e que não se repetem em períodos determinados ou regulares enquanto que as propriedades periódicas são aquelas que ora aumentam ora diminuem com o aumento de número atômico. Colocando os valores encontrados em um gráfico, obtemos uma curva com máximos e mínimos, em intervalos regulares (periodicamente), verificando-se que elementos de um mesmo grupo ocupam posições correspondentes na curva.

Um exemplo de propriedade aperiódica é a massa atômica, que sempre aumenta com o número atômico.



Um exemplo de propriedade periódica é o número de elétrons na camada de valência.



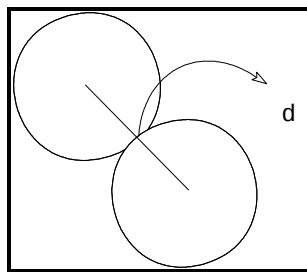
Para os interesses do nosso curso, iremos estudar exclusivamente as propriedades periódicas e, destas, apenas aquelas que serão importantes para o estudo posterior das ligações químicas.

Propriedades periódicas

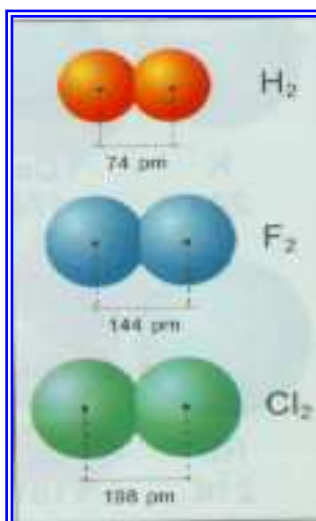
RAIO ATÔMICO

O raio atômico é uma característica difícil de ser determinada, pois a eletrosfera de um átomo não tem fronteira definida. De uma maneira geral, podemos dizer que é a distância média entre o núcleo e o último nível eletrônico. É medido em angstroms ($1\text{angstrom}=10^{-8}\text{ cm}$). Efetivamente, esta medida (do núcleo ao último nível eletrônico) é complicada, já que o nível é uma probabilidade de localização do elétron.

O que se faz usualmente para esta medida é medir-se a distância internuclear (entre dois núcleos de dois átomos iguais) e dividir esta distância por dois. É, portanto, a metade da distância que separa dois átomos iguais unidos entre si.



Por exemplo: A distância entre os núcleos de dois átomos de ferro, num pedaço de ferro, é 2,48 Å. Assim, podemos admitir que cada átomo de ferro no metal corresponda a uma esfera com raio de 1,24 Å. Este seria o raio atômico do ferro.



De uma maneira geral, para compararmos o tamanho dos átomos, devemos levar em conta dois fatores:

- ✓ O número de níveis (camadas);
- ✓ O número de prótons (carga nuclear).

Vejamos como esses fatores influenciam no tamanho dos átomos em uma mesma família e em um mesmo período.

➤ Na mesma família

Em uma mesma família, o tamanho do átomo geralmente aumenta à medida que aumenta o número de níveis.

Veja, por exemplo, o que acontece na família IIA:

${}_4\text{Be } 1s^2 2s^2$	$r = 0,89 \text{ Å}$
${}_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$r = 1,36 \text{ Å}$
${}_{20}\text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$r = 1,74 \text{ Å}$

Numa mesma família, quanto maior o número de níveis, maior será o tamanho do átomo.

➤ No mesmo período

Em um mesmo período, os átomos apresentam o mesmo número de níveis, porém, à medida que **aumenta o número de prótons (carga nuclear)**, aumenta também a atração sobre os elétrons. Por esse motivo, geralmente ocorre uma **diminuição no tamanho dos átomos**.

Veja, por exemplo, o que ocorre no 2º período:

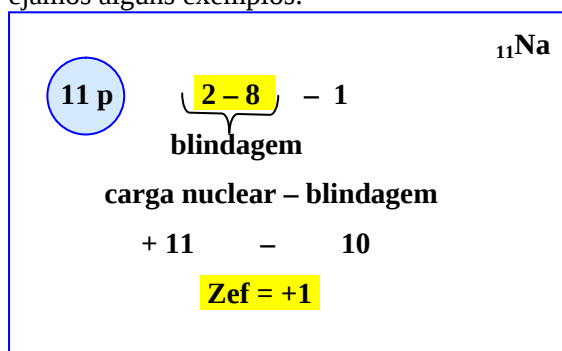
${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
$Z = 3$	$Z = 4$	$Z = 5$	$Z = 6$	$Z = 7$	$Z = 8$	$Z = 9$	$Z = 10$
$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$
$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$
1,52 Å	0,89 Å	0,81 Å	0,77 Å	0,74 Å	0,74 Å	0,72 Å	0,69 Å

Considerando átomos de um mesmo período, o que apresenta o maior número de prótons exerce uma maior atração sobre os seus elétrons, o que ocasiona uma redução no seu tamanho.

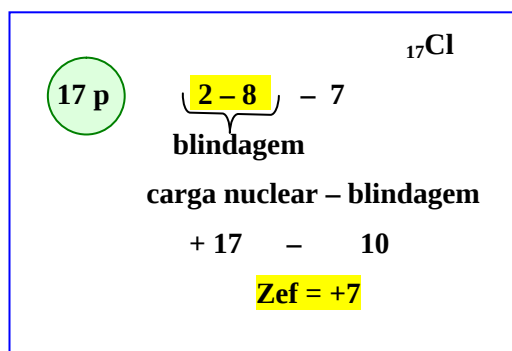
Outra maneira de entender a variação do raio atômico num período

A atração real exercida pelos prótons sobre os elétrons do nível de valência é denominada **carga nuclear efetiva (Z_{ef})** e corresponde à carga nuclear (n.º de prótons) menos a **blindagem** (efeito isolante) exercida pelos elétrons intermediários.

Vejam alguns exemplos:



A atração real sobre os elétrons de valência
corresponde à carga de 1 próton (+1)



A atração real sobre os elétrons de valência
corresponde à carga de 7 prótons (+7)

Assim, podemos perceber que, como a carga efetiva do cloro ($Z_{\text{ef}} = +7$) é maior que a do sódio ($Z_{\text{ef}} = +1$), a atração sobre os elétrons de valência do cloro é maior e, portanto, o seu raio é menor.

Maior Z_{ef} ⇒ maior atração ⇒ menor raio

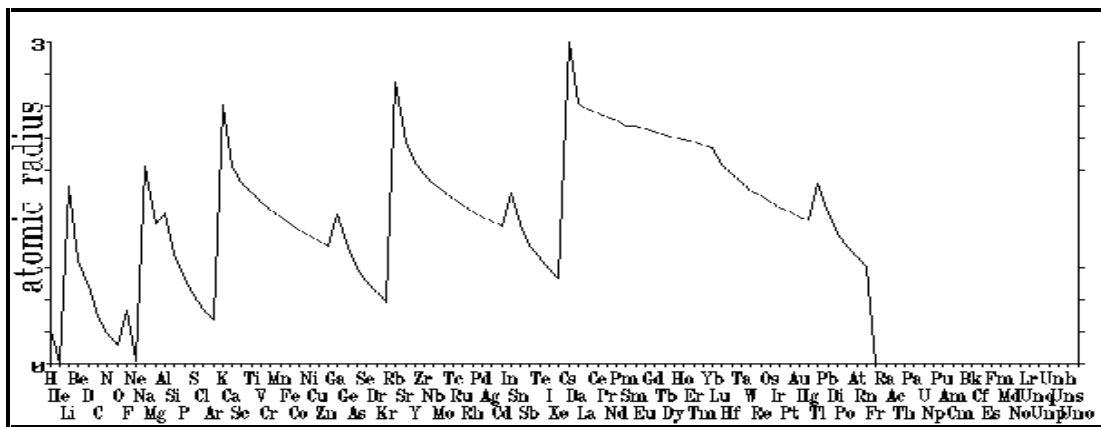
Tendências de variação do raio atômico na tabela periódica

Num mesmo grupo:

O raio atômico aumenta de cima para baixo na tabela, devido ao aumento do número de níveis.

Num mesmo período:

Sendo o número de níveis constante, prevalece a interação núcleo-eletrosfera, havendo aumento da atração do núcleo sobre os elétrons à medida que o n.º atômico aumenta. Assim, num mesmo período, o raio diminui com o aumento do n.º atômico, isto é, da esquerda para a direita, **excetuando-se os gases nobres**



Raio Atômico x Número Atômico

Observação

Se desejarmos comparar os tamanhos de íons (raio iônico), devemos utilizar os mesmos critérios usados para átomos

ENERGIA OU POTENCIAL DE IONIZAÇÃO

É a energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado, no estado gasoso.



A remoção do primeiro elétron, que é o mais afastado do núcleo, requer uma quantidade de energia denominada **primeira energia de ionização** (1.^a E.I.) (ou **primeiro potencial de ionização** (1.^o P.I.)) e assim sucessivamente.

A energia de ionização está relacionada, de uma maneira geral, com o raio atômico: quanto maior for o raio atômico, mais afastado estará o elétron mais externo, menor será a atração do núcleo sobre ele e, conseqüentemente, mais fácil será a sua retirada, gastando-se assim, uma quantidade menor de energia.

Quanto maior o tamanho do átomo, menor será a primeira energia de ionização.

É possível a retirada de mais elétrons, após a retirada do primeiro. Desta forma, ao se retirar um outro elétron após o primeiro, a energia gasta para tal será chamada de 2.^a energia de ionização (ou 2.^o potencial de ionização); ao se retirar o terceiro, 3.^a energia de ionização (ou 3.^o potencial de ionização), e assim sucessivamente.

A energia necessária para a remoção do segundo elétron de um mesmo átomo é sempre maior que a primeira, pois quando se retira o primeiro elétron ocorre uma diminuição do raio (formação de um cátion monovalente). Com isso, a atração do núcleo sobre os demais elétrons aumenta, provocando um aumento na energia de ionização. Caso se queira retirar um terceiro elétron, o raio do cátion bivalente é menor do que o raio do cátion monovalente, aumentando, conseqüentemente a energia necessária para arrancar este terceiro elétron. Conforme se queira retirar mais elétrons, mais energia será gasta.

Este fato fica evidenciado no exemplo a seguir, referente ao átomo de alumínio $_{13}\text{Al} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$



É necessária uma 1.^a E.I. de 578 kJ para a formação do íon Al^+ .



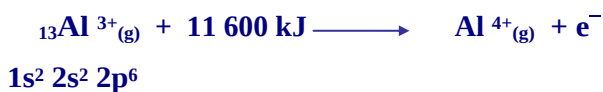
Para transformarmos o íon Al^{+} em Al^{2+} , será preciso uma 2ª E.I. maior que a anterior.



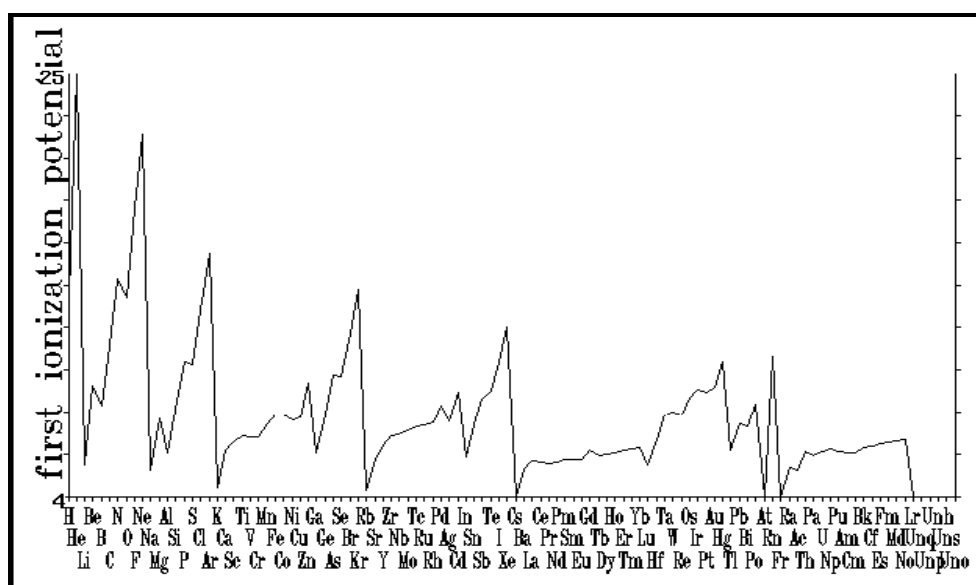
A formação do íon Al^{3+} exige uma 3ª E.I. ainda maior.

Após a retirada de todos os elétrons do nível de valência, o íon formado apresenta uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre (grande estabilidade). Assim, a retirada do próximo elétron exige uma quantidade de energia muito maior.

No caso do alumínio, temos:



1ª Energia de Ionização < 2ª Energia de Ionização < 3ª Energia de Ionização < ...



1º Potencial de Ionização x Número Atômico

Tendências de variação do potencial de ionização na tabela periódica

Num mesmo grupo:

O potencial diminui com o aumento do raio atômico (de cima para baixo).

Num mesmo período:

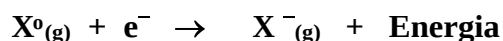
O potencial aumenta dos alcalinos para os gases nobres, devido à diminuição do raio atômico e à conseqüente atração mais intensa do núcleo pelos elétrons periféricos, o que dificulta a retirada dos mesmos. No caso dos gases nobres, possuidores dos maiores potenciais da tabela, a retirada dos elétrons é difícil devido à sua grande estabilidade.

Valores de algumas 1^{as} energias de ionização (kJ)

H 1312																He 2372
Li 520	Be 899										B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Na 496	Mg 738										Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 590										Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
Rb 403	Sr 549										In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 376	Ba 503										Tl 589	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 1037	Rn 1037

AFINIDADE ELETRÔNICA OU ELETROAFINIDADE

É a energia liberada quando um átomo isolado, no estado gasoso, recebe um elétron.
Mede o grau de afinidade (atração) do átomo pelo elétron adicionado.



Quanto maior for a energia liberada, maior será a afinidade eletrônica do átomo e mais fortemente o elétron estará ligado ao átomo.

Infelizmente, a medida experimental da afinidade eletrônica é muito difícil e, por isso, seus valores são conhecidos somente para alguns elementos. Além disso, essa propriedade não é definida para os gases nobres. De maneira geral podemos dizer que:

Quanto menor for o raio atômico, mais perto do núcleo o elétron adicionado estará e mais atraído ele será.

Tendências de variação da eletroafinidade na tabela periódica

Num mesmo grupo:

Aumenta de baixo para cima devido à diminuição do raio atômico.

Num mesmo período:

Aumenta da esquerda para a direita devido à diminuição do raio atômico.

Observação

Metais: Baixa afinidade eletrônica e baixo potencial de ionização $\Rightarrow$ é mais fácil arrancar do que adicionar elétrons $\Rightarrow$ **tendem a formar cátions.**

Ametais: Alta afinidade eletrônica e alto potencial de ionização $\Rightarrow$ é mais fácil adicionar do que arrancar elétrons $\Rightarrow$ **tendem a formar ânions.**

ELETRONEGATIVIDADE

É a força com que um átomo atrai um par de elétrons ao formar uma ligação.

A eletronegatividade dos elementos não é uma grandeza absoluta, mas sim, relativa. Com ela comparamos a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons de uma ligação química. Essa força de atração tem relação com o raio atômico: quanto menor o tamanho do átomo, maior será a força de atração, pois a distância núcleo-elétron da ligação é menor.

Repare que quem é o responsável pela atração de elétrons (–) é o núcleo (+), que irá atrair elétrons para a camada de valência do átomo, já que as mais internas já estão completas. No caso específico dos gases nobres, todas as camadas já estão completas, inclusive a última. Por isto, a eletronegatividade dos gases nobres é nula.

Tendências de variação da eletronegatividade na tabela periódica

Num mesmo grupo:

Aumenta de baixo para cima (diminuição do raio).

Num mesmo período:

Aumenta no sentido dos metais para os halogênios (da esquerda para a direita).

Escala de eletronegatividade de Pauling

H 2,1																	He -
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,55	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,19	S 2,58	Cl 3,0	Ar -
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,6	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Ku	Ha													

Observação

A tabela acima é denominada escala de Pauling. Linus Pauling fez uma escala relativa da eletronegatividade dos elementos. Atribuiu arbitrariamente o valor 4,0 a um grau máximo de eletronegatividade (para o elemento flúor) e, comparando a tendência de atrair elétrons dos diversos elementos químicos, foi atribuindo valores para a eletronegatividade de cada um deles.

Os valores de eletronegatividade são relativos.

Em vista disso, não se tem unidade para representar a eletronegatividade.

ELETROPOSITIVIDADE

É a capacidade de um átomo perder elétrons, originando cátions.

É a propriedade inversa da eletronegatividade: é a tendência que um átomo tem para liberar elétrons. Obviamente, quanto mais eletronegativo for o elemento, menos eletropositivo ele será, e vice-versa.

Os metais apresentam elevadas eletropositividades, pois uma das suas principais características é a grande capacidade de perder elétrons. De uma maneira geral, quanto maior o tamanho do átomo, menor a atração núcleo-elétron e maior a facilidade de perder elétrons.

Convém lembrar que tanto os semimetais quanto os ametais não apresentam essa tendência de maneira considerável, e esta propriedade também não é definida para os gases nobres.

Tendências de variação da eletropositividade na tabela periódica

Num mesmo grupo:

Aumenta de cima para baixo (aumento do raio).

Num mesmo período:

Aumenta no sentido dos halogênios para os metais (da direita para a esquerda)

CARÁTER METÁLICO E AMETÁLICO

O caráter metálico ou ametálico de um elemento químico está associado basicamente a três propriedades já vistas: raio atômico, potencial de ionização e eletroafinidade.

Raios pequenos sugerem grande afinidade eletrônica e grande potencial de ionização, característica de elementos que tendem a ganhar elétrons. Neste caso haverá uma predominância de **caráter ametálico**.

Quanto **maior a eletronegatividade de um elemento, maior seu caráter ametálico**.

Raios grandes sugerem pouca afinidade eletrônica e pequeno potencial de ionização, característica de elementos que tendem a perder elétrons. Neste caso haverá uma predominância de **caráter metálico**.

Quanto **maior a eletropositividade de um elemento, maior será seu caráter metálico**.

REATIVIDADE

A reatividade de um elemento químico está associada à sua maior ou menor facilidade em ganhar ou perder elétrons. Assim, os elementos mais reativos serão tanto os metais que perdem elétrons com maior facilidade, quanto os ametais que ganham elétrons com maior facilidade.

Quanto maiores os caracteres metálico ou ametálico de um elemento, maior sua reatividade.

Entre os **metais**, o mais reativo é o **frâncio** e, entre os **ametais**, o mais reativo é o **flúor**.

EXERCÍCIOS

1) Considerando o grupo dos calcogênios, determine:

- a) o elemento de menor raio b) o elemento de maior raio

Dê o nome e o símbolo dos elementos em questão.

2) No quinto período da tabela periódica, verifique qual é o elemento de :

- a) menor raio atômico b) maior raio atômico

Dê o nome e o símbolo dos elementos em questão.

3) Considerando os elementos Ca, Fe, Se, Cu e Co, coloque-os em ordem crescente de:

- a) raio atômico b) energia de ionização

Dê o nome dos elementos em questão.

4) Considerando os elementos químicos de acordo com a posição na tabela a seguir, coloque-os em ordem crescente de:

- a) eletronegatividade b) potencial de ionização

A		B						C			D				E				
F																			

5) As afirmações abaixo estão relacionadas com as distribuições eletrônicas dos átomos A, B, C, D e E, pertencentes ao mesmo período da tabela periódica :

A - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

B - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

C - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

D - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

E - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Julgue as afirmações, justificando a resposta:

- O elemento A é metal, D é halogênio e E é um gás nobre.
- O raio atômico diminui de A para E.
- O elemento C é o de maior afinidade eletrônica.
- O elemento mais eletropositivo é o C.
- Nenhum deles é de transição.
- O elemento E tem o maior potencial de ionização.

6) Considerando os elementos químicos de acordo com sua posição na tabela a seguir, pergunta-se:

- Qual (is) é (são) metal(is) ?
- Qual(is) é (são) gas(es) nobre(s) ?
- Qual (is) é (são) ametal(is) ?
- Qual é o mais eletronegativo?
- Qual apresenta maior energia de ionização ?

A																			B
C		D						E							F				H
I								J											

7) Considere os íons ${}^9\text{F}^-$, ${}^{17}\text{Cl}^-$, ${}^{11}\text{Na}^+$, e ordene-os em ordem crescente de raio iônico.

8) Com base na tabela, responda:

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg													P	S	Cl	Ar
K	Ca													As	Se	Br	
Rb	Sr														Te	I	
Cs	Ba														Po	At	
Fr	Ra																

- Qual o halogênio de menor raio?
- Qual o calcogênio de maior raio?
- Qual o alcalino-terroso de maior raio?
- Qual o elemento de maior raio?
- Qual o elemento de menor raio? (desconsidere os gases nobres)
- Qual o elemento de maior E. I.?
- Qual o elemento de menor E.I.?
- Qual o elemento mais eletronegativo?
- Qual o elemento mais eletropositivo?
- Dos elementos do 2.º período, qual apresenta o maior raio ?

9) A equação química que poderá ser associada à afinidade eletrônica do flúor será :

- $F_{2(g)} + 2 e^- \rightarrow 2 F^-(g)$
- $F_{2(l)} \rightarrow 2 F^+(g) + 2 e^-$
- $F(g) \rightarrow F^+(g) + e^-$
- $F(g) + e^- \rightarrow F^-(g)$
- $F(s) + e^- \rightarrow F^-(s)$

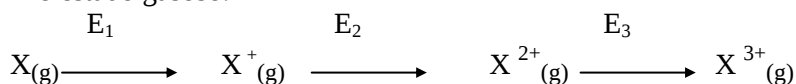
10) Considere as seguintes configurações dos átomos neutros, normais :

- A** - $1s^2 2s^1$ **B** - $1s^2 2s^2 2p^5$ **C** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ **D** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
E - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ **F** - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ **G** - $1s^2$

- Indique os elementos de maior e menor raio atômico. Justifique.
- Compare os tamanhos dos íons B^- , F^{2+} e A^+ .
- Indique os elementos que apresentam a maior e a menor E.I.
- Qual dos elementos é o mais eletronegativo?
- Qual dos elementos é mais eletropositivo?

11) Estabeleça e justifique a ordem crescente de raios das espécies componentes da seguinte série isoeletrônica: $_{10}Ne$, $_{8}O^{2-}$, $_{9}F^-$, $_{12}Mg^{2+}$, $_{11}Na^+$.

12) Dado um átomo X no estado gasoso:



teremos:

- $E_1 = E_2 = E_3$
- $E_1 > E_2 = E_3$
- $E_1 = E_2 < E_3$
- $E_1 > E_2 > E_3$
- $E_1 < E_2 < E_3$

13) A tabela a seguir mostra os raios de três espécies químicas:

ESPÉCIE	RAIO
A	0,070 nm
B	0,095 nm
C	0,140 nm

Associe as espécies A, B e C com ${}_{16}\text{S}^{2-}$, ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{11}\text{Na}$. Justifique sua resposta.

RESPOSTAS

- 1) a) O (oxigênio) b) Pó (polônio) 2) a) I (iodo) b) Rb (rubídio)
- 3) a) $\text{Se} < \text{Cu} < \text{Co} < \text{Fe} < \text{Ca}$ b) $\text{Ca} < \text{Fe} < \text{Co} < \text{Cu} < \text{Se}$: Ca (cálcio); Co (cobalto); Cu (cobre); Fe (ferro); Se (selênio)
- 4) a) $\text{F} < \text{A} < \text{B} < \text{C} < \text{D} < \text{E}$ b) $\text{F} < \text{A} < \text{B} < \text{C} < \text{D} < \text{E}$
- 5) a) A afirmação está correta já que A apresenta o último nível incompleto com 1 elétron no subnível s, D com 7 elétrons e E apresenta o último nível completo.
- b) Afirmação correta já que existe uma atração maior por parte do núcleo.
- c) Afirmação incorreta. O átomo de maior afinidade eletrônica é o D, pertencente ao grupo VIIA e que possui o menor raio atômico.
- d) Afirmação incorreta. O mais eletropositivo é o átomo A que possui o maior raio atômico e menor atração do núcleo.
- e) Afirmação correta. Todos são representativos, nenhum apresenta subnível d incompleto.
- f) Afirmação correta. Os gases nobres apresentam os maiores potenciais de ionização uma vez que possuem as maiores cargas nucleares e uma estrutura extremamente estável.
- 6) a) C, D, E, I, J b) B, H c) G d) G e) B
- 7) ${}_{11}\text{Na}^+ < {}_9\text{F}^- < {}_{17}\text{Cl}^-$
- 8) a) F b) Po c) Ra d) Fr e) H f) He g) Fr h) F i) Fr j) Li
- 9) d) $\text{F}_{(\text{g})} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-_{(\text{g})}$
- 10) a) Maior raio : E , pois possui o maior n.º de níveis (5)
Menor raio : G, pois possui o menor n.º de níveis (1)
c) Maior E. I. : G, pois possui o menor raio
Menor E.I : E, pois possui o maior raio.
- b) $\text{A}^+ < \text{F}^{2+} < \text{B}^-$
d) B
e) E
- 11) ${}_{12}\text{Mg}^{2+} < {}_{11}\text{Na}^+ < {}_{10}\text{Ne} < {}_9\text{F}^- < {}_8\text{O}^{2-}$; como todos têm o mesmo número de elétrons, o menor será aquele que possuir o maior n.º de prótons (maior Z).
- 12) e) $\text{E}_1 < \text{E}_2 < \text{E}_3$

13)

ESPÉCIE	RAIO		
A	0,070 nm	Ne	possui o menor n.º de níveis (2)
B	0,095 nm	Na	possui 3 níveis
C	0,140 nm	S^{2-}	possui 3 níveis, mas é um ânion (menor interação núcleo-elétron)

CAPÍTULO 8

LIGAÇÃO IÔNICA OU ELETROVALENTE

Ligações químicas

Em busca de maior estabilidade

Existem mais de um milhão de substâncias catalogadas e estudadas, e é possível que outras tantas venham a ser conhecidas. Tão grande número de substâncias, formadas com um número relativamente pequeno de elementos, demonstra, de maneira incontestável, o princípio de que os átomos buscam uma configuração mais estável combinando-se uns com os outros.

Quando átomos ou íons derivados destes se unem entre si, dizemos que entre eles se estabeleceu uma **ligação química**. Como a parte mais externa dos átomos é a sua eletrosfera e para ocorrer uma ligação química é necessário que os átomos ou íons se aproximem, é fácil perceber que os elétrons mais externos são os responsáveis pelo tipo de ligação química que se estabelece, podendo haver formação de agregados iônicos ou moléculas.

As únicas substâncias formadas por átomos isolados são os gases nobres. Como não se formam ligações químicas entre seus átomos, concluímos que eles já são estáveis. Assim, um conjunto formado por átomos isolados de qualquer gás nobre é estável. Mas, um conjunto formado por átomos isolados de outros elementos é instável, e sua estabilização é alcançada através da formação de ligações químicas, cuja natureza depende das configurações eletrônicas dos átomos participantes.

Ora, se os gases nobres são estáveis e formados por átomos isolados, deve haver alguma particularidade em suas configurações eletrônicas que justifique esse comportamento. Observando-se a configuração eletrônica de todos os elementos, notamos que somente os átomos dos gases nobres apresentam oito elétrons na camada mais externa (camada de valência). O hélio, como tem $Z = 2$, só tem dois elétrons e estes saturam a camada K, que é também a mais externa de seu átomo. Sendo assim, concluímos que o número máximo de elétrons na camada de valência de um átomo é oito, ou dois, no caso da camada de valência ser a K.

	K	L	M	N	O	P
Hélio (Z=2)	2					
Neônio (Z=10)	2	8				
Argônio (Z=18)	2	8	8			
Criptônio (Z=36)	2	8	18	8		
Xenônio (Z=54)	2	8	18	18	8	
Radônio (Z=86)	2	8	18	32	18	8

Como os gases nobres são os únicos que têm a camada de valência com o número máximo de elétrons e são os únicos estáveis quando isolados, concluímos que é essa particularidade que lhes dá estabilidade. Por isso, a configuração eletrônica com a camada de valência completa é chamada **configuração estável**.

Existe uma lei geral da natureza segundo a qual todos os sistemas têm tendência a aumentar a sua estabilidade. Isso pode ser conseguido se os átomos adquirirem a configuração estável, com oito elétrons na camada de valência (ou dois, se esta for K). A configuração estável pode ser obtida através do compartilhamento de elétrons entre eles ou da transferência de elétrons de um átomo para o outro. Dessa maneira, formam-se as ligações químicas entre os átomos.

Essa é a **teoria do octeto**, proposta em 1916, pelos químicos *Kossel, Lewis e Langmur*.

Um grande número de átomos adquire estabilidade eletrônica quando apresenta oito elétrons na sua camada mais externa.

Observações

Não parece difícil explicar como e por que as substâncias são formadas. Entretanto, devemos alertá-lo para o fato de que cada tipo de ligação representa apenas um modelo de comportamento – nunca se observa plenamente na natureza. Não se conhece nenhum composto totalmente iônico ou completamente covalente.

Teorias foram formuladas, sempre na expectativa de explicar as ligações (interações) entre partículas e as ligações nas moléculas e nos cristais. Estas teorias apresentavam soluções parciais, de acordo com o grau de conhecimento da época. Desta forma, as teorias que hoje nos parecem limitadas, para a época eram consideradas avançadas. É importante frisar, também, que esta "afinidade química" foi estudada por vários cientistas no mundo inteiro (não raras vezes, ao mesmo tempo e com as mesmas conclusões), fazendo que as idéias de um fossem complementadas com a de outro, gerando um conhecimento mais completo.

Observem algumas destas teorias:

- ♦ **Berthollet** (França, 1800): As partículas se atraem graças às forças de atração newtonianas entre elas. É a [teoria das ligações por gravitação universal](#).
- ♦ **Davy** (Inglaterra, 1806): As partículas se atraem porque há partículas positivas que atraem outras negativas. É a [teoria eletroquímica](#).
- ♦ **Berzelius** (Suécia, 1810): As partículas se atraem porque todas têm pólos elétricos contrários. É a [teoria dualista](#).
- ♦ **Dumas** (França, 1840): As propriedades químicas dependem de composições típicas que são estruturas das quais todas as moléculas são derivadas. É a [teoria das matrizes](#).
- ♦ **Frankland** (Inglaterra, 1852): Cria o conceito de valência, que é a capacidade de um dado átomo se ligar a certo número de átomos de outro elemento. É a [teoria do número combinatório](#).
- ♦ **Kossel** (Alemanha, 1916): Os átomos se ligam, transformando-se em íons, com estrutura estável semelhante à dos gases nobres. É a [teoria da eletrovalência](#).
- ♦ **Lewis e Langmuir** (Estados Unidos, 1919/1921): As ligações formam-se graças a pares eletrônicos compartilhados por dois átomos, ou por elétrons cedidos por átomos a outros. É a [teoria do octeto](#).

A teoria do octeto é aplicada principalmente aos elementos representativos (família A), observando-se que os elementos de transição (família B) não a seguem obrigatoriamente. Embora existam muitas exceções a esse modelo, ele continua sendo usado por se prestar perfeitamente como introdução ao conceito de ligação química e por explicar a formação da maioria das substâncias encontradas na natureza.

Valência

Valência de um átomo é o número de ligações que ele deve fazer para alcançar a estabilidade, ou seja, para que alcance oito elétrons na última camada. Justamente pelo fato de que o poder de combinação está relacionado com a camada eletrônica mais externa, ela é chamada **camada** ou **nível de valência**.

A valência é um número puro e indica quantas ligações um átomo pode fazer.

Quando, nessas ligações, ocorre perda ou ganho de elétrons, com a formação de íons, a valência é chamada de **eletrovalência** e vem acompanhada de um sinal que indica a carga do íon formado.

Átomo	→	perde elétrons	→	íon com carga positiva	=	cátion
Átomo	→	ganha elétrons	→	íon com carga negativa	=	ânion

Tendências de comportamento dos elementos para estabilização

Famílias	Número de elétrons da camada de valência	Comportamento geral	Valência	Eletrovalência
IA	1	perder 1 e ⁻	1	1 ⁺
IIA	2	perder 2 e ⁻	2	2 ⁺
IIIA	3	perder 3 e ⁻	3	3 ⁺
IVA	4	perder 4 e ⁻ , receber 4 e ⁻ ou compartilhar 4 e ⁻	4, 4 4	4 ⁺ , 4 ⁻ —
VA	5	receber 3 e ⁻ ou compartilhar 3 e ⁻	3 3	3 ⁻ —
VIA	6	receber 2 e ⁻ ou compartilhar 2 e ⁻	2 2	2 ⁻ —
VIIA	7	receber 1 e ⁻ ou compartilhar 1 e ⁻	1 1	1 ⁻ —
H	1	receber 1 e ⁻ ou compartilhar 1 e ⁻	1 1	1 ⁻ —

Ligação iônica ou eletrovalente

Como o próprio nome indica, a ligação iônica ocorre entre íons positivos e negativos, e é caracterizada pela existência de forças de atração eletrostática entre os íons.

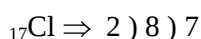
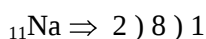
A ligação iônica ocorre, então, **entre elementos que apresentam tendências opostas**, ou seja, é necessário que um dos átomos possua tendência a perder elétrons e o outro a receber elétrons.

Na maioria das vezes, os átomos que perdem elétrons são os metais das famílias IA, IIA e IIIA e os átomos que recebem elétrons são os ametais das famílias VA, VIA e VIIA. O hidrogênio apresenta na sua primeira e única camada, **um** elétron, atingindo a estabilidade, neste tipo de ligação, ao receber mais um elétron.

Ligação iônica é a atração eletrostática entre íons de cargas opostas num retículo cristalino.

Esses íons formam-se pela transferência de elétrons dos átomos de um dos elementos para os átomos de outro elemento.

Um dos exemplos mais representativo de uma ligação iônica é a formação do sal de cozinha (cloreto de sódio) a partir dos átomos de sódio (Na) e de cloro (Cl).



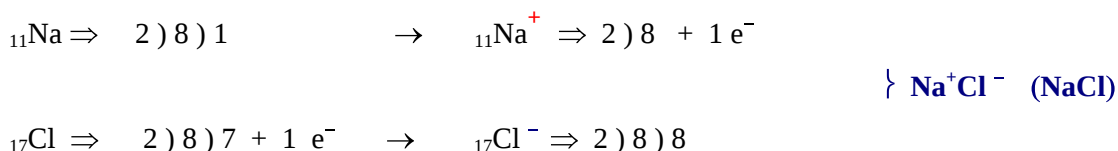
Se houver transferência de um elétron na camada de valência do sódio para a do cloro, ambos adquirem configuração estável, pois ficarão com oito elétrons na camada mais externa.

Na transferência de um elétron do átomo de Na para o de Cl, formam-se os íons Na^+ (cátion) e Cl^- (ânion). Os íons Na^+ e Cl^- atraem-se mutuamente, pois têm cargas elétricas opostas. Dessa atração resulta a ligação química da substância cloreto de sódio, que é constituída por um conjunto desses íons na proporção 1:1, formando um retículo cristalino (sólido), onde a soma das cargas elétricas é igual a **zero**.

As substâncias formadas através de ligações iônicas são chamadas **substâncias iônicas** e sua unidade estrutural é denominada **agregado iônico**. Numa substância iônica, a proporção dos íons é tal que a carga elétrica dos cátions se neutraliza totalmente pela carga elétrica dos ânions.

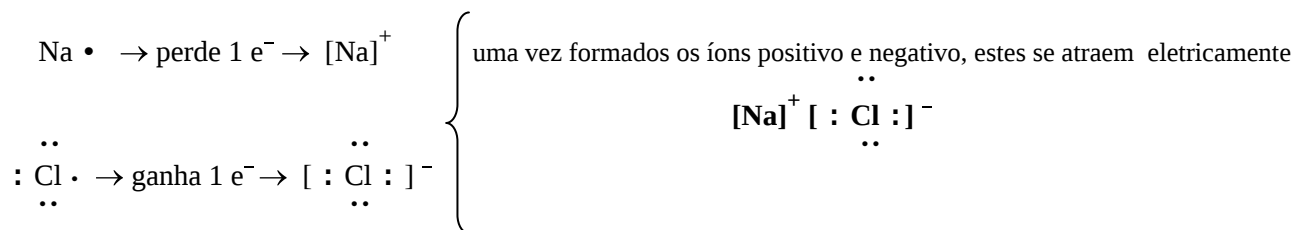
A formação da ligação entre o sódio e o cloro pode ser representada pelo menos de duas maneiras:

a) Mostrando as duas etapas da formação:



b) Através da fórmula de Lewis ou fórmula eletrônica:

Proposta em 1916 por Lewis, mostra os elétrons da camada de valência representados por cruzinhas (×), pontos (•) ou asteriscos (*) em volta do símbolo do elemento. Essa é a maneira mais usada atualmente e, nessa fórmula, os elétrons são colocados nas posições norte, sul, leste e oeste em torno do símbolo:



A representação de Lewis do átomo do metal sódio (Na), apresenta somente o seu elétron da camada de valência e o cátion estável formado é representado dentro de um colchete com sua carga elétrica indicada acima e à direita.

A representação de Lewis do ametal cloro (Cl) apresenta os elétrons em pares, como são encontrados em sua distribuição eletrônica. O ânion estável formado apresenta os oito elétrons da camada de valência, com sua carga indicada acima e à direita do colchete.

- A fórmula $[\text{Na}]^+ [: \text{Cl} :]^-$ é denominada **fórmula eletrônica**.

Esta fórmula mostra como estão distribuídos os elétrons empenhados na ligação.

- Podemos também representar a substância formada pela fórmula $[\text{Na}]^+ [\text{Cl}]^-$, denominada **fórmula estrutural**.

Esta fórmula caracteriza o tipo de ligação (no caso, iônica) que apresentam os elementos na substância.

- A fórmula mais conhecida, **NaCl**, é denominada **fórmula química**, **íon-fórmula** ou **fórmula iônica**.

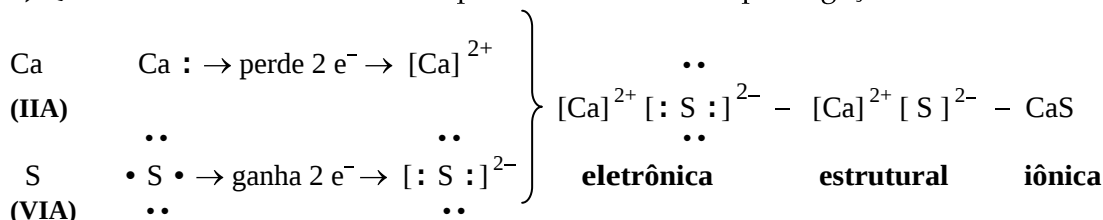
Esta fórmula mostra em que proporção os íons estão reunidos.

Determinação das fórmulas dos compostos iônicos

A fórmula correta de um composto iônico é aquela que mostra a **mínima proporção** entre os átomos que se ligam, de modo a formar um **sistema eletricamente neutro**. Para que isso ocorra, é necessário que o número de elétrons cedidos pelos átomos de um elemento seja igual ao número de elétrons recebidos pelos átomos do outro elemento.

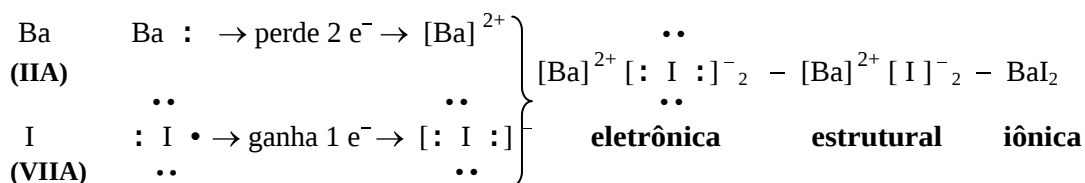
Conhecendo o comportamento dos elementos, podemos escrever as fórmulas (iônica, estrutural e eletrônica) de qualquer composto iônico binário (formado por dois elementos). Por exemplo:

1) Quais serão as fórmulas do composto iônico formado pela ligação entre o cálcio e o enxofre?



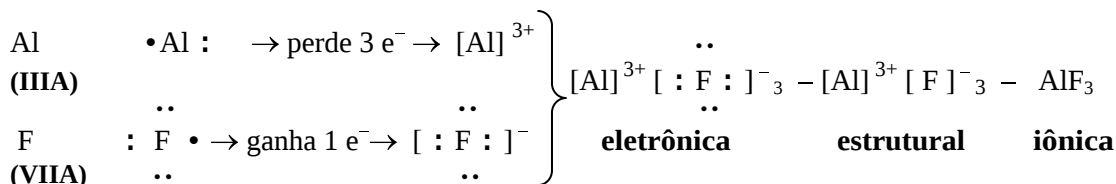
2) Quais serão as fórmulas do composto iônico formado pela ligação entre o bário e iodo?

(São necessários dois átomos de iodo para receber os dois elétrons que o bário cede)



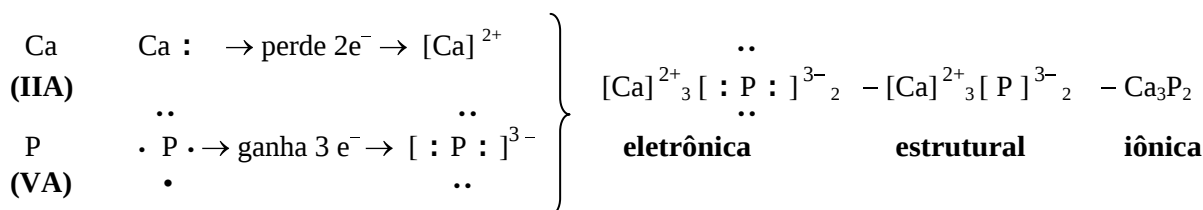
3) Quais serão as fórmulas do composto iônico formado pela ligação entre o alumínio e o flúor?

(São necessários três átomos de flúor para receber os três elétrons que o alumínio cede).

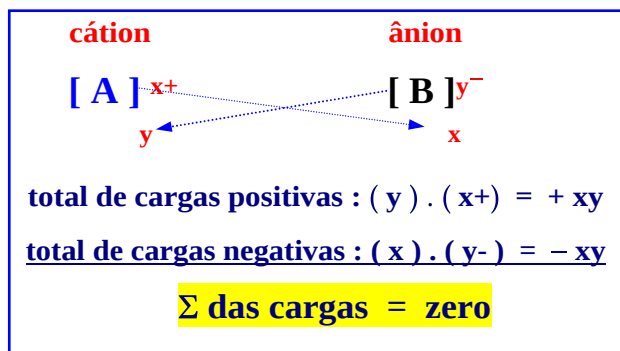


4) Quais serão as fórmulas do composto iônico formado pela ligação entre o cálcio e o fósforo?

(São necessários dois átomos de fósforo para receber os seis elétrons que os três átomos de cálcio cedem (é usado o princípio do mínimo múltiplo comum)).



De uma maneira prática, para determinarmos a quantidade necessária de cada íon na formação da substância, temos:



A ligação iônica em escala

Um dos dados mais importantes na caracterização da ligação iônica é a eletronegatividade.

- ✓ Quanto mais alta a eletronegatividade, tanto mais facilmente o elemento tende a ganhar elétrons (atraí-los na ligação).
- ✓ Quanto mais baixa a eletronegatividade, tanto mais facilmente o elemento tende a ceder elétrons.
- ✓ Quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre dois elementos, mais facilmente eles tendem a transferir elétrons um para o outro.

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade tanto maior será o caráter iônico da ligação.

Comentários

- Íons positivos são formados quando metais perdem seus elétrons da camada de valência. Embora esta característica seja comum a todos os metais, somente os metais representativos alcançam a configuração de um gás nobre ao perder seus elétrons de valência. Os metais de transição também formam íons, mas não seguem obrigatoriamente a regra do octeto e se apresentam com uma ou mais valências, o mesmo ocorrendo com alguns elementos da família IVA.
- Os ametais e o hidrogênio, na presença de metais, tendem a ganhar elétrons em quantidade suficiente para formar íons negativos com configuração eletrônica semelhante à dos gases nobres.
- Toda ligação iônica forma um sistema eletricamente neutro, isto é, com a carga total igual a zero. Para que isso ocorra, é necessário que o total de elétrons cedidos pelos átomos dos metais seja igual ao total de elétrons recebidos pelos átomos dos ametais.

Características dos compostos iônicos

Os compostos eletrovalentes ou iônicos devem suas propriedades físicas características ao tipo de ligação que apresentam. Dentre essas, podemos destacar:

a) Estrutura cristalina:

As atrações não ocorrem apenas entre um cátion e um ânion. Há toda uma série de interações (atrações e repulsões) entre **muitos cátions** e **muitos ânions**, o que leva à formação de **aglomerados iônicos** denominados **cristais**, estruturas compactas e regulares.

Os íons agrupam-se em **conjuntos cristalinos**, de modo a melhor se acomodarem na forma geométrica definida (estrutura cristalina).

A forma e o tamanho do cristal são determinados pela forma, tamanho e ordenação dos íons. Exatamente por isso não é correto chamar a unidade básica de uma substância iônica de “molécula”, já que o que ocorre, na verdade, são “aglomerados” iônicos que se formam.

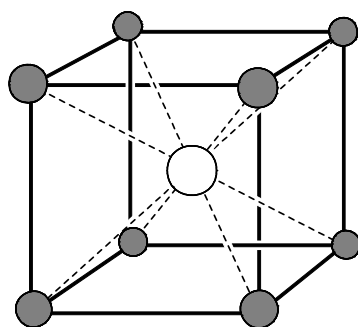
Nesses aglomerados, a disposição dos núcleos dos íons faz-se segundo ordenação geométrica precisa, em função da acomodação espacial e equilíbrio das forças. Os átomos dispostos regularmente, delimitam vértices, arestas, faces, etc. Formam-se cristais de estrutura variada.

No retículo cristalino, cada cátion atrai simultaneamente vários ânions e cada ânion também atrai simultaneamente vários cátions. O número de íons mais próximos que circundam outros íons de carga oposta recebe o nome de **número de coordenação**. A forma geométrica e o número de coordenação dos diferentes compostos dependem da carga e do tamanho dos íons envolvidos.

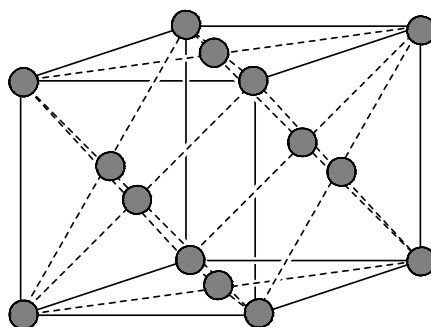
A seguir, estão alguns modelos de estruturas cristalinas.

Modelos de estruturas cristalinas.

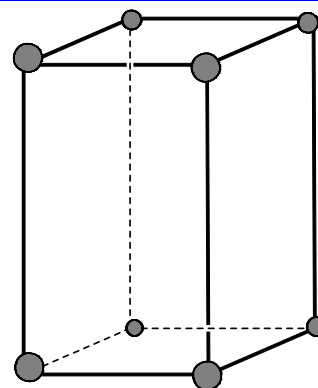
(Os íons representados não estão representados no tamanho proporcional).



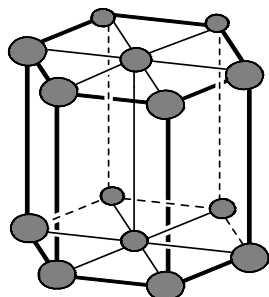
Cúbico de Corpo Centrado



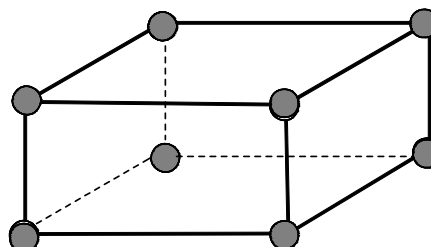
Cúbico de Face Centrada



Monoclínico Simples



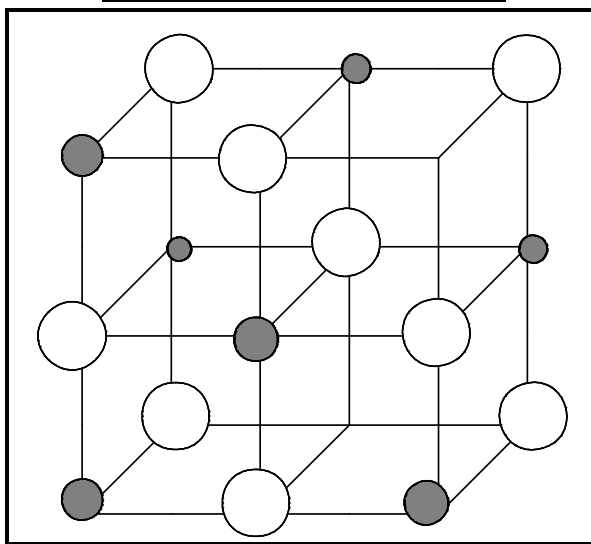
Hexagonal



Rômbico

No cloreto de sódio, por exemplo, cada íon Cl^- está cercado por seis íons Na^+ e vice-versa, formando um retículo de forma cúbica; dizemos então que o número de coordenação do NaCl é 6. Observe na figura a seguir, que para cada íon sódio existem 6 íons cloreto à sua volta. E o mesmo acontece com o íon cloreto: para cada íon cloreto, existem 6 íons sódio à sua volta. A forma macroscópica do cloreto de sódio corresponde à sua forma microscópica, cúbica simples.

Retículo cristalino do NaCl



Esse arranjo permite que os íons com mesmo tipo de carga fiquem relativamente afastados entre si e, ao mesmo tempo, próximos de íons de cargas opostas. Dessa maneira, as forças de repulsão são pequenas e as forças de atração são muito intensas, dando grande estabilidade aos compostos iônicos. Além disso, a existência do retículo determina as principais características dos compostos.

b) Estado físico:

Como apresentam forma definida, são sólidos nas condições ambientes (temperatura de 25°C e pressão de 1 atm). Para conseguirmos separar os íons, destruindo o arranjo do retículo, é necessário um intenso aquecimento. Portanto, os compostos iônicos apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição. Note na tabela abaixo os valores de alguns compostos iônicos:

Substância	Ponto de Fusão ($^\circ\text{C}$)	Ponto de Ebulição ($^\circ\text{C}$)
MgCl₂	712	1.412
CaBr₂	760	810
KCl (silvita)	790	1.500
NaCl (sal de cozinha)	800	1.413
LiF	870	1.670
MgO (magnésia)	2.800	3.600

c) Dureza:

Dureza é a resistência que os sólidos apresentam ao risco e, portanto, à abrasão. A resistência que os sólidos iônicos têm ao risco é devida ao arranjo geométrico dos íons.

Quando submetidos a impacto, quebram facilmente, produzindo faces planas; são, portanto, duros e quebradiços.

d) Condução de eletricidade:

- ✓ Quanto à condução de eletricidade, nas condições ambientes, como **sólidos**, praticamente **não conduzem corrente elétrica**, porque o arranjo reticular impede a mobilidade dos íons.
- ✓ Quando **fundidos** (estado líquido), tornam-se **bons condutores**, porque cátions e ânions estão livres para se moverem sob a influência de um campo elétrico.
- ✓ Quando em **solução aquosa**, são **bons condutores**, porque a água separa os íons do retículo cristalino.

e) Solubilidade:

Seu melhor solvente é a água

Dieta com baixo teor de sódio

Os médicos costumam prescrever às pessoas hipertensas uma dieta com baixo teor de sódio. Isso não significa que as pessoas devam diminuir o consumo de sódio metálico (Na). Na verdade, ninguém consome sódio metálico. O sódio é um metal muito reativo que, ao reagir com a água, libera grande quantidade de energia.

Na verdade, a recomendação médica refere-se aos íons sódio (Na^+) que são ingeridos quando consumimos o sal de cozinha (Na^+Cl^-). Apesar de o átomo (Na) e o íon (Na^+) possuírem nomes e símbolos semelhantes, eles apresentam comportamento químico muito diferente.

Exemplo semelhante ocorre quando os médicos prescrevem ferro às pessoas anêmicas. Isso não quer dizer que elas devam “comer pregos de ferro” ou outro objeto feito de ferro. O que os médicos recomendam é a ingestão de íons ferro II (Fe^{2+}), encontrados, por exemplo, em sais de ferro II ($\text{Fe}^{2+}\text{SO}_4^{2-}$).

Os íons, portanto, são muito importantes ao bom funcionamento do nosso organismo. O seu excesso ou a sua carência são prejudiciais à saúde. Nos fluidos corpóreos existem alguns íons essenciais à manutenção da vida. Vejam alguns deles no quadro a seguir:

Íon	Ocorrência	Função	Fontes	Carência (hipo)	Excesso (hiper)
Na^+	Principal cátion extracelular	Regular os fluidos corpóreos.	Sal, peixes, carnes.	Ansiedade, diarreia, problemas circulatórios.	Retenção urinária, sede, edema.
K^+	Principal cátion intracelular	Regular a função celular.	Banana, laranja, água de coco, carnes.	Letargia, fraqueza muscular, distúrbios neurológicos.	Irritabilidade, náusea, retenção urinária, parada cardíaca.
Ca^{2+}	90% presente nos ossos e dentes (extracelular)	Fortalecer a estrutura óssea, agir como relaxante muscular.	Leite, queijo, manteiga, carnes, vegetais.	Tétano, câibra muscular, osteoporose.	Relaxamento muscular, pedra nos rins, dor nos ossos.
Mg^{2+}	70% presente nos ossos (extracelular)	Favorecer a ação de enzimas, músculos e coordenação motora.	Nozes, grãos, vegetais verdes.	Desorientação, hipertensão, tremores, pulso fraco.	Sonolência .
Cl^-	Principal ânion extracelular	Presente no suco gástrico; regular fluidos corpóreos.	Sal, peixes, carnes.	Ansiedade, diarreia, problemas circulatórios	Retenção urinária, sede, edema.

EXERCÍCIOS

- 1) Qual a fórmula química (iônica) do composto resultante da combinação de um elemento X, cujo n.º atômico é 12, com um elemento Y situado na família VA da tabela periódica?
- 2) Considere os íons: Ca^{2+} , PO_4^{3-} e OH^- . A combinação desses íons pode resultar na hidroxiapatita, mineral presente em ossos e dentes. A fórmula química pode ser representada por $\text{Ca}_x\text{OH}(\text{PO}_4)_3$. Qual o valor de x na fórmula?
- 3) Um átomo X apresenta 13 prótons e 14 nêutrons. Qual a carga do íon estável formado a partir dele?
- 4) Da união entre os átomos A (Z=12) e B (Z=9) resultará um composto de que fórmula?
- 5) Qual a fórmula provável do composto resultante da combinação do alumínio (Z=13) e um calcogênio Y?
- 6) O elemento químico alumínio (Z=13) pode se ligar a um elemento químico para formar um composto iônico na proporção de 1:3. Esse elemento pode ter n.º atômico :
a) 11 b) 3 c) 9 d) 31 e) 5
- 7) Considerando os elementos sódio, magnésio, enxofre e cloro, escreva as fórmulas dos compostos iônicos que podem ser formados entre eles.
- 8) Um elemento metálico X reage com cloro, formando um composto de fórmula XCl . Um outro elemento Y, também metálico, reage com cloro formando um composto de fórmula YCl_2 . Em que grupo da tabela periódica estariam os elementos X e Y?
- 9) Conceitue o que é uma ligação iônica. Identifique quais são as condições para que um composto iônico conduza corrente elétrica.
- 10) Represente as fórmulas iônica, eletrônica e estrutural dos compostos formados pela combinação de:
a) Mg e O
b) Ca e N
c) Rb e O
d) Al e S
e) Ca e Br
f) H e Na
- 11) Considerando os íons a seguir, que substâncias iônicas poderiam ser formadas a partir deles?
a) NH_4^+ e SO_4^{2-} b) ClO^- e Al^{3+} c) Mg^{2+} e $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$
d) SiO_4^{2-} e Na^+ e) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ e Ga^{3+} f) Ag^+ e NO_3^-
- 12) Considerando os metais cálcio (IIA), cério (IA), alumínio (IIIA) e cobalto (cujo cátion mais comum apresenta carga 2+), dê as fórmulas iônicas das substâncias formadas por cada um desses metais em ligação com o nitrogênio (VA).
- 13) O carbonato de potássio, utilizado nos dessecadores para adsorção de umidade, é uma substância iônica formada a partir da ligação do íon potássio (IA) com o íon composto denominado carbonato $\{(\text{CO}_3)^{2-}\}$. De posse dessas informações, escreva a fórmula iônica do carbonato de potássio.
- 14) Considere um composto de fórmula XYPO_4 . Sabendo que o íon fosfato é trivalente $\{(\text{PO}_4)^{3-}\}$ e que X e Y são metais de diferentes famílias, indique a alternativa que completa a fórmula de maneira adequada:
a) Ca, Na b) K, Ag c) Ba, Zn d) Al, K e) Al, Ca
- 15) Quando o hidrogênio recebe um elétron e se transforma em ânion, podemos dizer que ele se transformou no elemento hélio? Por quê?

16) Responda esta questão a partir da tabela a seguir, que apresenta os raios atômicos e iônicos de alguns elementos genéricos.

Elemento genérico	I	II	III	IV
Raio atômico	1,57	0,66	1,06	2,03
Raio iônico	0,95	1,40	1,74	1,33

Quais dos elementos genéricos formam cátions? **Justifique.**

17) Um calcogênio de símbolo genérico **C** forma com um elemento **D** um composto iônico de fórmula **DC**. Indique a que família da tabela periódica pertence o elemento **D**.

18) X representa o metal alcalino do quarto período e Y, o calcogênio de maior eletronegatividade.

- Escreva a fórmula da substância resultante da combinação de X com Y.
- Identifique o elemento de maior potencial de ionização no período a que pertence X.
- Escreva o elemento de maior raio atômico no grupo a que pertence Y.

19) a) Que tipo de ligação ocorre entre o hidrogênio e o sódio ?

b) Qual a fórmula do composto obtido?

c) Discuta com base no comportamento do hidrogênio e do sódio se esses elementos devem ou não pertencer à mesma família na tabela periódica.

20) Considere as seguintes informações sobre os elementos químicos X, Y e Z:

Elemento	Família ou grupo	Período
X	15	3
Y	Dos halogênios	3
Z	Dos alcalino-terrosos	6

a) Quais são os elementos X, Y e Z?

b) Escreva a fórmula de uma substância iônica e sólida formada pela combinação de dois desses elementos.

RESPOSTAS

1) X_3Y_2 2) $x = 5$ 3) $3+$ 4) AB_2 5) Al_2Y_3 6) c) 9

7) Na_2S , $NaCl$, MgS , $MgCl_2$

8) X : IA e Y : IIA

9) Ver texto

10)

iônica	eletrônica	estrutural
MgO	$[Mg]^{2+} [: \overset{\cdot\cdot}{O} :]^{2-}$	$[Mg]^{2+} [O]^{2-}$
Ca_3N_2	$[Ca]^{2+}_3 [: \overset{\cdot\cdot}{N} :]^{3-}_2$	$[Ca]^{2+}_3 [N]^{3-}_2$
Rb_2O	$[Rb]^+_2 [: \overset{\cdot\cdot}{O} :]^{2-}$	$[Rb]^+_2 [O]^{2-}$
Al_2S_3	$[Al]^{3+}_2 [: \overset{\cdot\cdot}{S} :]^{2-}_3$	$[Al]^{3+}_2 [S]^{2-}_3$
$CaBr_2$	$[Ca]^{2+} [: \overset{\cdot\cdot}{Br} :]^-_2$	$[Ca]^{2+} [Br]^-_2$
NaH	$[Na]^+ [\cdot \overset{\cdot\cdot}{H}]^-$	$[Na]^+ [H]$

11) a) $(NH_4)_2SO_4$ b) $Al(ClO)_3$ c) $Mg_2P_2O_7$

d) Na_2SiO_4 e) $Ga_2(S_2O_3)_3$ f) $AgNO_3$

12) Ca_3N_2 - Cs_3N - AlN - Co_3N_2

13) K_2CO_3

14) letra a

15) Não, pois o que é alterado é o seu número de elétrons e não seu número atômico.

16) I e IV. Há diminuição do raio na formação de cátions já que a interação núcleo-elerosfera aumenta (mesmo n° de prótons atraindo um n° menor de elétrons).

17) IIA 18) a) K_2O b) Kr c) Po

19) a) Iônica b) NaH

c) Não devem. Apesar de ambos possuírem um elétron em sua camada de valência, a estabilização do sódio se dá por perda de elétron enquanto a do hidrogênio se dá por ganho de elétron, não tendo, portanto nenhuma semelhança em termos de comportamento químico.

20) a) X = P; Y = Cl e Z = Ba b) Ba_3P_2 ou $BaCl_2$

CAPÍTULO 9

LIGAÇÃO COVALENTE OU MOLECULAR

Vimos que os compostos iônicos em geral são caracterizados por determinadas propriedades comuns a todos eles, entre as quais estão os pontos de fusão relativamente altos e a capacidade de conduzir eletricidade quando fundidos ou em solução. São, muito frequentemente, compostos em que um metal se combina com um ametal.

Ocorre, porém, que há um número enorme de substâncias que não apresentam essas propriedades. O açúcar comum (sacarose), por exemplo, é formado por moléculas de fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$, que não apresenta nenhuma dessas características. É o caso dos compostos ametálicos em geral: fundem a temperaturas normalmente baixas (banha, manteiga) e são maus condutores de calor e eletricidade.

Essa diferença de comportamento deve ser explicada por uma diferença de estrutura. Ou seja: Dois ametais devem ter um tipo de ligação diferente daquele que une um metal a um ametal.

Esse tipo de ligação, chamada **ligação covalente**, ocorre entre átomos com tendência de receber elétrons. No entanto, como não é possível que todos recebam elétrons, os átomos envolvidos na ligação apenas **compartilham** um ou mais pares de elétrons da camada de valência, sem "perdê-los" ou "ganhá-los" definitivamente. É o caso da ligação entre si de ametais, semimetais e hidrogênio.

Os pares eletrônicos que se formam são constituídos por **um elétron de cada átomo** e pertencem simultaneamente a ambos os átomos ligados, do mesmo modo que a parede divisória entre dois aposentos é contada para cada um deles. Como essa ligação ou valência é comum aos dois átomos, é chamada **covalência**. Como sempre une átomos na formação de moléculas, é também chamada de **ligação molecular**.

Ligação covalente ou molecular:

É a ligação formada por compartilhamento de elétrons.

A ligação covalente resulta do compartilhamento de um par eletrônico entre os átomos. A força da ligação resulta da atração entre estes elétrons compartilhados e os núcleos positivos dos átomos que participam da ligação. Neste sentido, os elétrons servem como uma espécie de "cola" que liga os átomos entre si. Esse par eletrônico passa a pertencer simultaneamente aos dois átomos, não importando se os átomos são iguais ou diferentes.

Um fato importante para se chamar a atenção é que, sendo a ligação covalente feita através de compartilhamento de pares eletrônicos, é necessário que os átomos ligantes **possuam orbitais atômicos (O.A.) com apenas um elétron**, para que, quando se ligarem, ambos possam participar de um novo orbital (*chamado orbital molecular*), fornecendo um elétron cada. Assim, cada átomo fornece um elétron para a formação de um orbital molecular (O.M.).

Para entendermos melhor, usaremos o gás hidrogênio (H_2) como exemplo, por ser a molécula mais simples e a menor existente, além de ser a mais abundante no nosso sistema solar e, talvez, do Universo.

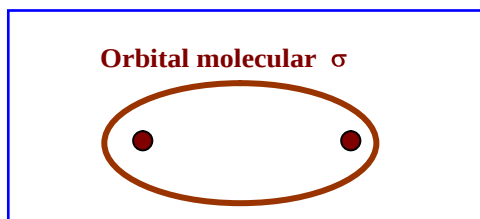
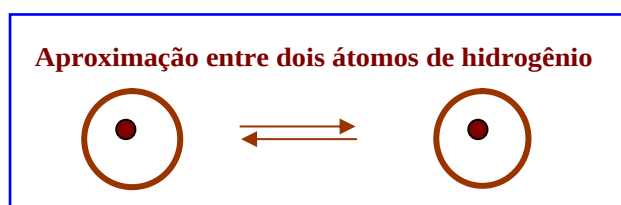
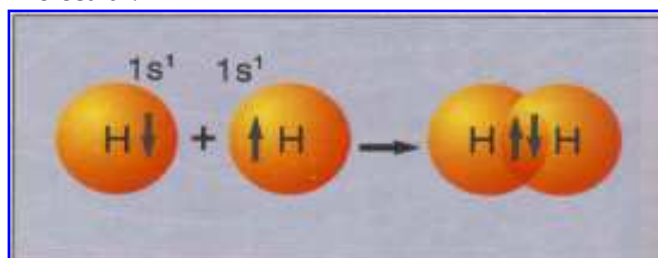
Suponha dois átomos de hidrogênio, cada um com seu núcleo e seu único elétron ($1s^1$), a uma distância "grande". À medida que eles são aproximados, a força atrativa entre ambos cresce e tende a fazê-los ficar cada vez mais próximos. Caso esta aproximação continue, as forças atrativas atingem um valor máximo e começam a enfraquecer, decrescendo até desaparecerem por completo. A partir deste momento surgem forças repulsivas que crescem abruptamente com a aproximação interatômica.

Com esta observação, podemos chegar à conclusão que existe um valor de distância internuclear de equilíbrio, onde as forças de atração e de repulsão coexistem e se igualam. Nesta distância de equilíbrio os átomos permanecem, já que em distâncias maiores são atraídos e em distâncias menores são repelidos. O valor desta distância de equilíbrio, para a molécula de hidrogênio, é de 0,074 nm.

A força atrativa que segura dois átomos de hidrogênio juntos é devida à atração entre cada núcleo e o elétron do outro átomo. À medida que os átomos se aproximam, o elétron de cada átomo torna-se cada vez mais atraído pelo núcleo do outro.

A força de repulsão surge em distâncias menores do que 0,074 nm e é devida a repulsão entre os núcleos positivos. Na distância de equilíbrio os dois elétrons são compartilhados entre os dois átomos e os dois núcleos atraem igualmente os dois elétrons. É esta atração que constitui a ligação covalente.

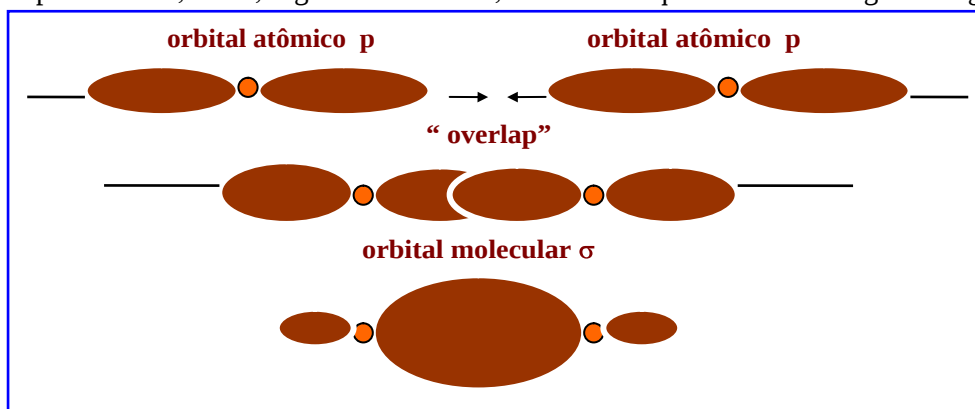
Note a formação da molécula de H_2 . Cada átomo possui apenas um elétron necessitando um elétron cada um para que haja a estabilidade química. Com a aproximação entre os átomos, ocorre primeiro uma superposição (overlapping) de orbitais atômicos. Feito isto, a atração magnética entre os elétrons de spins contrários forma o orbital molecular:



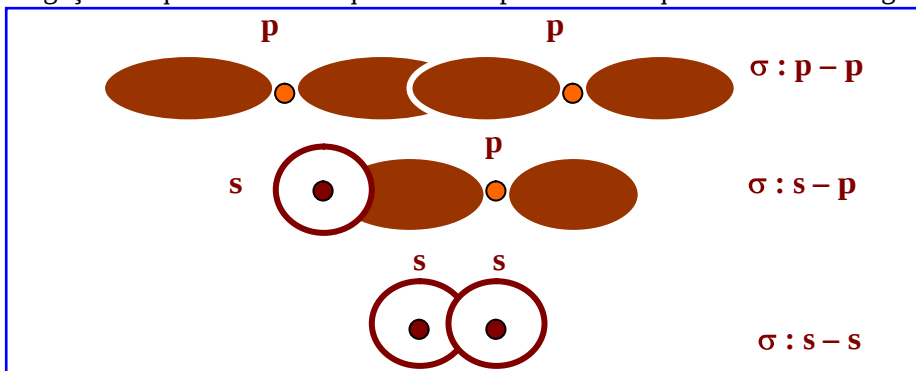
Note que se dá a interpenetração ao longo do eixo que passa pelos dois núcleos. Assim, ela pode ser o mais profunda possível e, em consequência, esse é o tipo mais forte de ligação covalente. Orbitais moleculares desse tipo são chamados orbitais moleculares sigma (σ) ou ligação σ . Como no caso o orbital molecular é formado pela participação de dois orbitais s, diz-se que é um orbital σ_{s-s} .

Você pode observar na figura acima, que há uma dilatação no meio do orbital. Isso é natural já que, tendo os elétrons carga negativa, a maior probabilidade de encontrá-los é entre os dois núcleos.

O orbital molecular σ é formado pela interpenetração de dois orbitais atômicos, um apontando diretamente para o outro, isto é, segundo seus eixos, conforme esquematizado na figura a seguir:

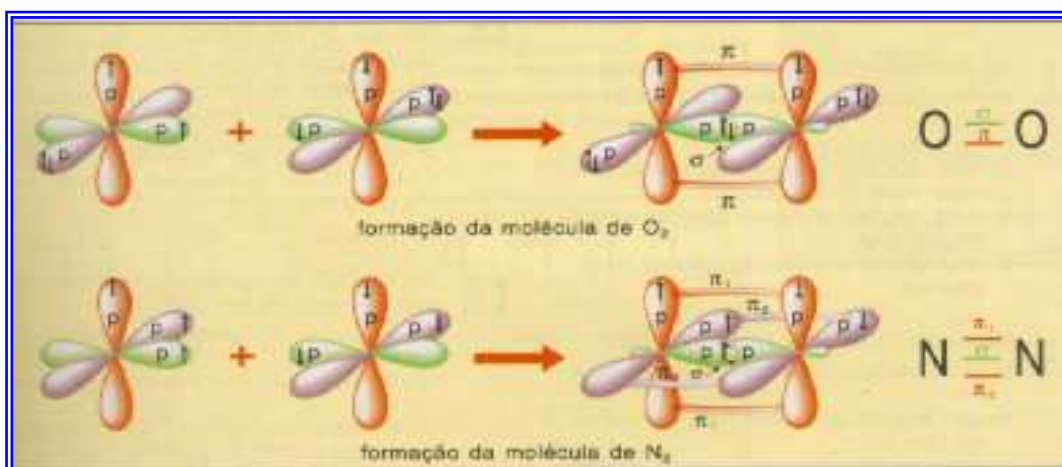
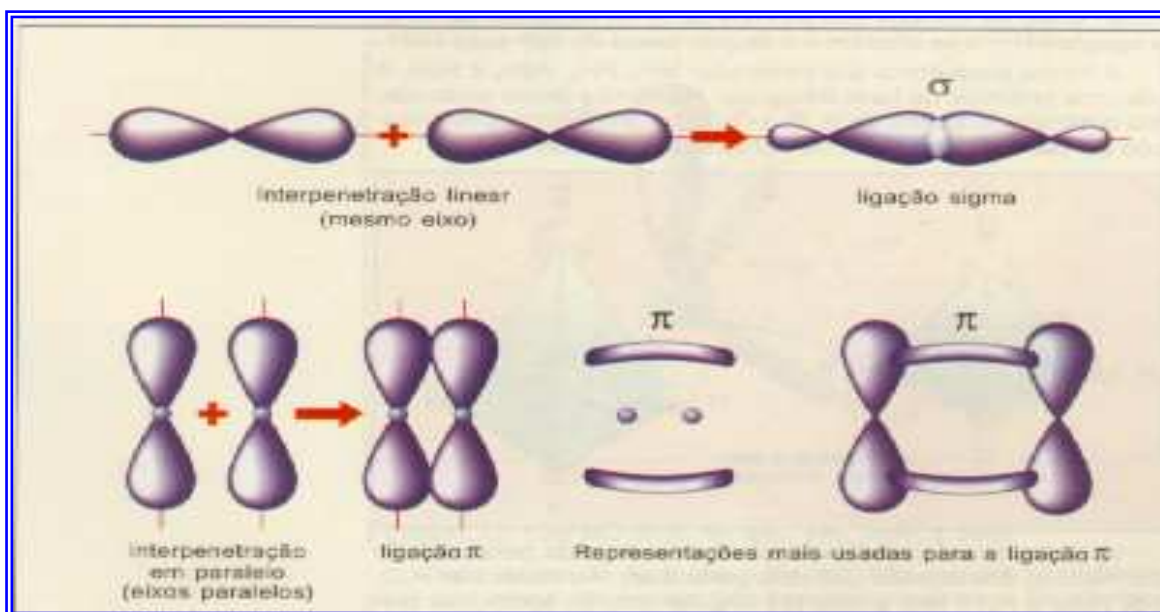


As ligações σ que ocorrem frequentemente podem ser esquematizadas do seguinte modo:



Nem sempre, porém, dois átomos se unem apenas por meio de ligações sigma. Quando entre dois átomos há mais de uma ligação, uma delas é mais forte que as demais: é a ligação σ . As outras que são chamadas **ligações** ou **orbitais moleculares pi (π)**, são mais fracas.

Considerando a ligação entre átomos que possuem orbitais do tipo **p**, isto acontece, pois, uma vez formada a primeira ligação (a sigma), restam, a cada um dos átomos que estão se ligando, dois orbitais **p** que não participaram da ligação e que ficam aproximadamente paralelos aos orbitais correspondentes do outro. Evidentemente, seu entrosamento já não pode ser frontal, isto é, a ligação não pode ser σ . A interpenetração das nuvens exige que elas sejam deformadas e não é tão eficiente quanto a que ocorre na ligação σ . Em consequência, a ligação π é mais fraca.



Observação

Quando entre dois átomos há uma só ligação, ela é σ . Quando entre dois átomos há mais de uma ligação, uma delas é σ e as demais são π .

Não esquecer que:

- A estabilidade eletrônica é alcançada, de um modo geral, quando o átomo atinge a configuração eletrônica semelhante à do gás nobre mais próximo (8 elétrons na última camada).
- Os pares de elétrons formados na ligação covalente são compartilhados pelos dois átomos e, assim, são "contados" como constituintes de ambas as eletrosferas.
- O número de covalências simples é igual ao número de elétrons que o elemento tende a compartilhar.

Fórmulas químicas dos compostos moleculares

A ligação covalente pode representada, assim como a ligação iônica, de várias maneiras, sendo a representação escolhida a mais adequada para o enfoque que queremos dar à substância.

Fórmula Molecular

É a representação mais simples e indica apenas quantos átomos de cada elemento químico formam a molécula. Por exemplo, gás hidrogênio – H_2 ; gás oxigênio – O_2 ; ozônio – O_3 .

No caso de substâncias compostas, normalmente a ordem de escrita dos elementos formadores da molécula é feita do de menor para o de maior eletronegatividade. Assim temos, por exemplo, gás clorídrico – HCl ; ácido sulfúrico – H_2SO_4 ; tetracloreto de carbono – CCl_4 .

Atenção: Os elementos do grupo VA quando ligados a hidrogênio em compostos binários, contrariam esta ordem e, por sua importância, devem ser lembrados adequadamente. A amônia, mais importante deles tem fórmula molecular NH_3 , a fosfina, PH_3 , assim como os compostos de arsênio e antimônio, AsH_3 e SBH_3 . Esta inversão não nos deixa esquecer que, apesar de possuírem hidrogênio como elemento menos eletronegativo, estas substâncias não possuem características ácidas.

Fórmula Eletrônica

Também conhecida por fórmula de Lewis, a fórmula eletrônica mostra, além dos elementos e da atomicidade, os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos.

Fórmula molecular	Fórmula Eletrônica
H_2	$H \cdot \cdot H$
NH_3	$\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ H \cdot \cdot N \cdot \cdot H \\ : \\ H \end{array}$
HCl	$\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ H \cdot \cdot Cl : \\ \cdot \cdot \end{array}$

Fórmula Estrutural Plana

A ligação covalente pode ocorrer através de um ou mais pares de elétrons. Cada par de elétrons compartilhados corresponde a uma covalência simples e é representado por um traço de união (—). Essa representação é denominada fórmula estrutural plana ou de Couper.

Esquema	Fórmula estrutural de Couper	Pares de elétrons	Classificação
A •• A	A – A	1 par eletrônico	Ligação simples
A :: A	A = A	2 pares eletrônicos	Ligação dupla
A :::: A	A ≡ A	3 pares eletrônicos	Ligação tripla

Fórmula molecular	Fórmula Estrutural
H ₂	H — H
NH ₃	$\begin{array}{ccc} \text{H} - \text{N} - \text{H} & \text{ou} & \begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \end{array}$
HCl	H — Cl

Observações

- É comum representar, em volta dos símbolos, os pares de elétrons que não participam da ligação e que são chamados de não - ligantes.
- Este tipo de fórmula não mostra a disposição espacial dos átomos que constituem a molécula.

Exemplos:

- a) Representar a fórmula eletrônica e estrutural da molécula de cloro, cuja fórmula molecular é Cl₂.

Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural
$\begin{array}{ccc} \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ : \text{Cl} & \cdot\cdot & \text{Cl} : \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot \end{array}$	Cl — Cl

- b) Representar a fórmula eletrônica e estrutural da molécula de oxigênio, cuja fórmula molecular é O₂.

Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural
$\begin{array}{ccc} \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ \text{O} : & & : \text{O} \\ \cdot\cdot & & \cdot\cdot \end{array}$	O = O

- c) Representar a fórmula eletrônica e estrutural da molécula de nitrogênio, cuja fórmula molecular é N₂.

Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural
$\begin{array}{ccc} \cdot\cdot & & \cdot\cdot \\ \text{N} : & & : \text{N} \\ \cdot & & \cdot \end{array}$	N ≡ N

d) Representar a fórmula eletrônica e estrutural da molécula de metano, cuja fórmula molecular é CH₄.

Fórmula eletrônica.	Fórmula estrutural
<pre> H H •• C •• H H </pre>	<pre> H H — C — H H </pre>

e) Representar a fórmula eletrônica e estrutural da molécula de gás carbônico, cuja fórmula molecular é CO₂.

Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural
<pre> •• •• O : : C : : O •• •• </pre>	O = C = O

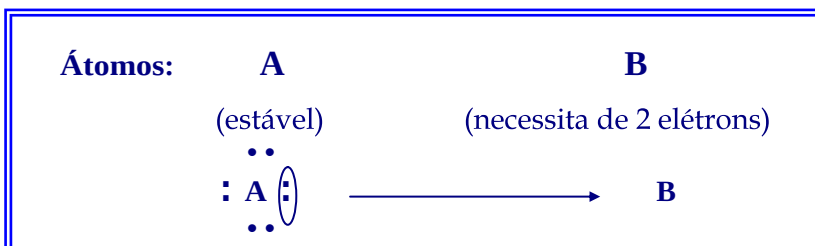
Pelo que foi observado podemos concluir que conhecendo a posição ocupada pelo hidrogênio, pelos ametais e pelos semimetais na tabela periódica, podemos prever o número de ligações que devem ser feitas para que os elementos atinjam a estabilidade, ou seja, podemos determinar suas valências.

Elementos	Ligações	Fórmula estrutural	Valência
Família VIIA	1 ligação simples	X —	monovalente
Família VIA	2 ligações simples ou 1 ligação dupla	— X — X =	bivalente
Família VA	3 ligações simples ou 1 ligação simples e 1 ligação dupla ou 1 ligação tripla	<pre> — X — — X = X ≡ </pre>	trivalente
Família IVA	4 ligações simples ou 2 ligações simples e 1 ligação dupla ou 1 ligação simples e 1 ligação tripla ou 2 ligações duplas	<pre> — X — — X = — X ≡ = X = </pre>	tetravalente
Hidrogênio	1 ligação simples	H —	monovalente

Ligação covalente coordenada ou dativa

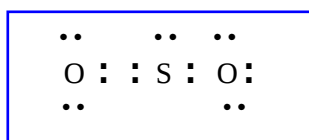
A ligação covalente coordenada é um tipo de ligação covalente que ocorre quando um dos átomos envolvidos já atingiu a estabilidade e o outro participante necessita ainda de dois elétrons para completar sua camada de valência. O átomo que já adquiriu a estabilidade por meio de ligações anteriores compartilha **um par de seus elétrons** com o outro átomo, ainda instável. **Só ocorre depois que todas as covalências comuns possíveis tiverem sido feitas.**

Ligação coordenada (ou dativa) é um par de elétrons compartilhado entre dois átomos, sendo que esse par de elétrons é fornecido apenas por um dos átomos participantes da ligação. Ela ocorre quando um dos átomos participantes da ligação já completou o seu octeto e o outro ainda não.

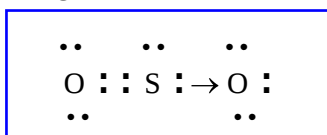


A ligação coordenada é indicada por uma seta, no sentido do elemento já estável para o elemento que precisa compartilhar o par eletrônico.

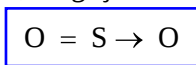
Vejamos como exemplo o dióxido de enxofre (SO_2):



O enxofre faz uma ligação covalente dupla com um dos oxigênios, e ambos estabilizam-se mutuamente. Assim, o enxofre e um oxigênio já apresentam oito elétrons na camada de valência, mas o outro oxigênio, com seis elétrons, necessita de um par de elétrons para adquirir a estabilidade. O enxofre, então, compartilha um de seus pares com esse oxigênio :

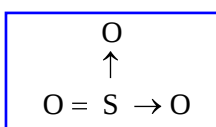


Forma-se, assim, a ligação dativa ou coordenada:



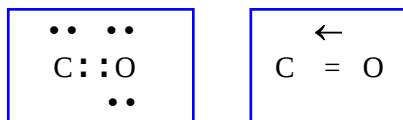
Em condições apropriadas, o enxofre pode combinar-se com o oxigênio, na proporção de um átomo de enxofre para três átomos de oxigênio, gerando uma outra substância química, representada pela fórmula SO_3 e chamada trióxido de enxofre.

A molécula de SO_3 forma-se a partir da molécula de SO_2 pela introdução de mais um átomo de oxigênio, por ligação coordenada com o átomo de enxofre.



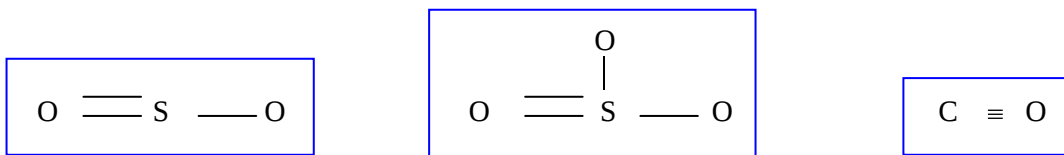
Em condições especiais, a combinação de carbono e oxigênio pode formar uma substância denominada monóxido de carbono, cuja fórmula molecular é CO. Nesse caso, o átomo de carbono, ligando-se ao átomo de oxigênio por uma dupla ligação ($C = O$), fica com seis elétrons na camada de valência e o oxigênio completa o seu octeto. Como o átomo de oxigênio já completou seu octeto e o átomo de carbono

necessita ainda de dois elétrons, forma-se uma ligação dativa entre eles; dessa maneira, o átomo de carbono atinge o octeto e o átomo de oxigênio mantém o seu octeto já atingido anteriormente.



Uma vez formada a ligação coordenada, ela é rigorosamente igual à covalente comum, pois ambas são pares de elétrons compartilhados. **A ligação coordenada é uma ligação covalente.** Por isso, muitos autores preferem representar a ligação coordenada na fórmula estrutural da mesma maneira que a covalente comum, isto é, por um traço (—) e não por uma seta (→).

Dessa maneira, as fórmulas estruturais do SO_2 , SO_3 e CO ficariam:



Observação

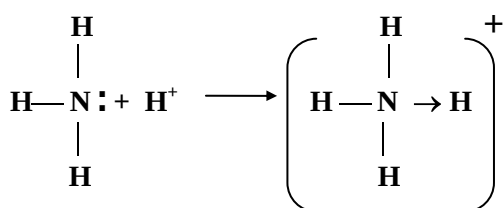
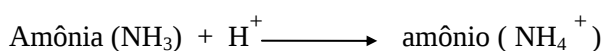
Um átomo só se liga por covalência coordenada depois de esgotar as possibilidades de covalência simples.

Além do oxigênio, outra espécie química, o cátion H^+ (conhecido como próton), comumente associa-se a outros elementos através de ligações coordenadas. O cátion H^+ forma-se quando o átomo de hidrogênio, em condições especiais, perde seu único elétron:

A eletrosfera do H^+ fica vazia e se estabiliza com dois elétrons, que "recebe" normalmente através de uma coordenada.

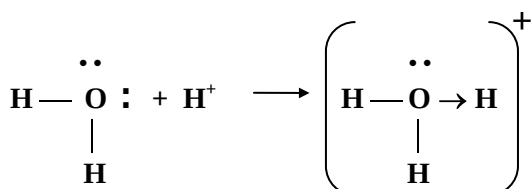
Dois exemplos muito comuns de ligações coordenadas envolvendo o cátion H^+ são: a formação dos cátions amônio (NH_4^+) e hidrônio (H_3O^+).

a) Formação do cátion amônio (NH_4^+):



amônia + próton	→	cátion amônio
$\text{NH}_3 + \text{H}^+$	→	NH_4^+
prótons : 7 + 3 + 1		11 cargas positivas: +11
elétrons : 7 + 3 + 0		10 cargas negativas: -10
		Σ cargas: +1

b) Formação do cátion hidrônio (H_3O^+):



água + próton	→	cátion hidrônio
$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$	→	H_3O^+
prótons : 2 + 8 + 1		11 cargas positivas: +11
elétrons : 2 + 8 + 0		10 cargas negativas: -10
		Σ cargas: +1

Ligação coordenada e a tabela periódica

Como já dissemos, são os ametais, os semimetais e o hidrogênio os elementos que se ligam covalentemente. O número de ligações covalentes normais e coordenadas (dativas) depende da posição do elemento na tabela periódica.

Famílias	Hidrogênio	IVA	VA	VIA	VIIA
Camada de valência	H • 1 elétron	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{X} \\ \cdot\cdot \end{array}$ 4 elétrons	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{X} \cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$ 5 elétrons	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot \text{X} \cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$ 6 elétrons	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ :\text{X} \cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$ 7 elétrons
Ligações covalentes	H — 1 covalente	$\begin{array}{c} \\ -\text{X}- \\ \end{array}$ 4 covalentes	$\begin{array}{c} \\ -\text{X}- \end{array}$ 3 covalentes	— X — 2 covalentes	X — 1 covalente
Possíveis ligações coordenadas	não faz coordenadas	não faz coordenadas	X → 1 coordenada	← X → 1 ou até 2 coordenadas	$\begin{array}{c} \leftarrow \text{X} \rightarrow \\ \downarrow \\ 1, 2 \text{ ou até } 3 \\ \text{coordenadas} \end{array}$

A ligação covalente e os óxidos

Os óxidos são compostos binários (formados por dois elementos) onde um dos elementos é o oxigênio. Nos óxidos, o oxigênio é sempre o elemento mais eletronegativo.

Na construção das fórmulas eletrônica e estrutural desses compostos, podemos adotar a seguinte regra:

Quando num óxido houver dois ou mais átomos de oxigênio, estes não devem estar ligados entre si, pois representam uma ligação instável. Os átomos de oxigênio devem ser alternados com o outro componente da molécula e devem estar dispostos, de tal forma, a se conseguir o máximo de simetria possível, que dará à molécula uma estabilidade maior.

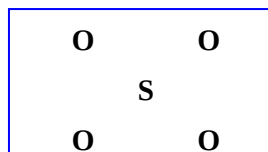
Ao representarmos, por exemplo, as fórmulas eletrônica e estrutural do Cl₂O₅, teremos:

Fórmula eletrônica	Fórmula estrutural
$ \begin{array}{cc} \cdot\cdot & \cdot\cdot \\ :\text{O}: & :\text{O}: \\ \uparrow & \uparrow \\ \cdot\cdot & \cdot\cdot \\ :\text{Cl} \cdot\cdot \text{O} \cdot\cdot \text{Cl}: & \\ \cdot\cdot & \cdot\cdot \\ \downarrow & \downarrow \\ :\text{O}: & :\text{O}: \\ \cdot\cdot & \cdot\cdot \end{array} $	$ \begin{array}{ccccc} & \text{O} & & \text{O} & \\ & \uparrow & & \uparrow & \\ \text{Cl} & - & \text{O} & - & \text{Cl} \\ & \downarrow & & \downarrow & \\ & \text{O} & & \text{O} & \end{array} $

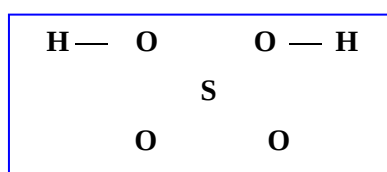
A ligação covalente e os ácidos oxigenados

O modelo da ligação coordenada é muito utilizado para explicar a estrutura de ácidos oxigenados, substâncias do tipo H_xEO_y , onde E representa o elemento central. Na construção da fórmula estrutural destes compostos, algumas regras devem ser seguidas. Vejamos como exemplo, o ácido sulfúrico (H_2SO_4), onde o átomo central da fórmula é o enxofre (S). Qual será a sua fórmula estrutural?

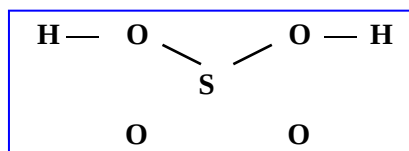
1.^a regra : Escrevemos o elemento central e o rodeamos com os átomos de oxigênio:



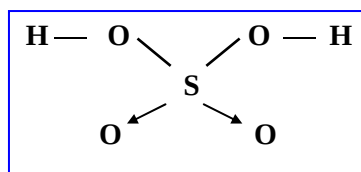
2.^a regra : Unimos os átomos de hidrogênio aos de oxigênio. Esses hidrogênios são chamados hidrogênios ácidos ou ionizáveis. Na maioria dos casos, o número de hidrogênios ácidos é igual ao número de hidrogênios da fórmula molecular:



3.^a regra : Iniciamos a construção da fórmula estrutural fazendo as covalências simples dos oxigênios situados entre os hidrogênios e o elemento central. Como o oxigênio é da família VIA, forma duas covalências simples: uma com o hidrogênio e outra com o enxofre:



4.^a regra : Fazemos agora as outras ligações. Ao fazer uma covalência simples com cada oxigênio, o enxofre completou seu próprio octeto. Logo, suas ligações com os outros dois oxigênios serão coordenadas:



Previsão de fórmulas estruturais por orbitais

A partir da distribuição eletrônica por orbitais, podemos prever quantas covalências simples e quantas covalências coordenadas o átomo é capaz de formar.

- Um átomo pode formar tantas covalências simples quantos forem seus orbitais incompletos.
- O número de orbitais completos do último nível é igual ao número máximo de covalências coordenadas (dativas) que o átomo pode formar.

A ligação covalente e as propriedades de seus compostos

As propriedades das substâncias formadas por ligações covalentes são muito diferentes das propriedades dos átomos que as formam.

Quando as moléculas de uma substância são formadas por um número determinado de átomos, essas substâncias são denominadas **moleculares**.

Em condições ambientes, as **substâncias moleculares** podem ser encontradas nos estados sólido, líquido e gasoso. Geralmente apresentam ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE) inferiores aos das substâncias iônicas e quando puras, não conduzem corrente elétrica.

Quando a ligação covalente origina compostos com grande número de átomos – geralmente indeterminado –, forma estruturas identificadas como **macromoléculas**. Tais substâncias são denominadas **covalentes**.

Em condições ambientes as **substâncias covalentes** são **sólidas** e apresentam **elevados PF e PE**. Exemplos: areia ((SiO₂)_n), grafite (C_n), celulose [(C₆H₁₀O₅)_n], diamante (C_n).

Substâncias iônicas e substâncias moleculares ou covalentes

Substância iônica, ou composto iônico, é aquela que apresenta **pelo menos uma ligação iônica** em sua estrutura.

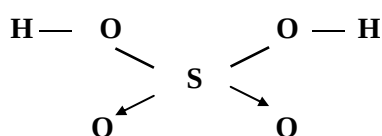
Substância molecular, ou composto molecular, é aquela que apresenta **exclusivamente ligações covalentes** em sua estrutura.

Os compostos formados por mais de dois elementos podem apresentar simultaneamente ligações iônicas e covalentes em suas estruturas. **Eles são classificados como compostos iônicos**.

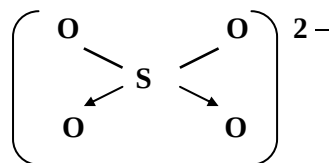
Assim, por exemplo, o composto denominado sulfato de cálcio (CaSO₄) é formado pelos íons Ca²⁺ e SO₄²⁻. Entre esses íons há ligação iônica (atração eletrostática), mas os átomos de S e O no íon SO₄²⁻ estão ligados entre si por ligações covalentes.

Para determinar a fórmula estrutural de compostos iônicos deste tipo, é necessário determinar a fórmula estrutural do ânion (no caso, SO₄²⁻), o que pode ser obtido retirando-se os íons H⁺ do ácido correspondente (no caso, H₂SO₄).

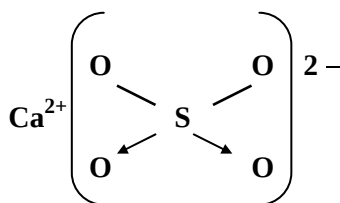
Fórmula estrutural do ácido



Fórmula estrutural do ânion correspondente



Fórmula estrutural do composto iônico



EXERCÍCIOS

1) Representar as fórmulas eletrônica e estrutural de:

- | | | | | |
|----------------------------------|----------------------------------|-----------------------------------|---------------------|----------------------------------|
| a) H ₂ | b) F ₂ | c) Cl ₂ | d) O ₂ | e) N ₂ |
| f) H ₂ S | g) HCN | h) PCl ₃ | i) HI | j) N ₂ O ₃ |
| l) Cl ₂ O | m) NH ₃ | n) CCl ₄ | o) SCl ₂ | p) F ₂ O |
| q) P ₂ O ₃ | r) N ₂ O ₅ | s) Cl ₂ O ₇ | t) I ₂ O | u) SO ₃ |

2) Representar a fórmula estrutural de:

- | | |
|------------------------------------|----------------------|
| a) CS ₂ | b) CHCl ₃ |
| c) CF ₂ Cl ₂ | d) CO |
| e) O ₃ | |

3) Qual a fórmula estrutural dos seguintes ácidos oxigenados?

- | | |
|-----------------------------------|---|
| a) H ₂ CO ₃ | b) HClO |
| c) H ₃ PO ₄ | d) HNO ₃ |
| e) HClO ₄ | f) H ₄ P ₂ O ₇ |
| g) H ₂ SO ₄ | h) HPO ₃ |

4) Aproveitando as fórmulas estruturais já determinadas do item anterior, escreva a fórmula estrutural dos compostos iônicos abaixo:

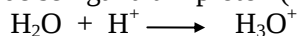
- | | |
|---------------------------------------|--|
| a) CaCO ₃ | b) NaClO |
| c) K ₃ PO ₄ | d) Mg(NO ₃) ₂ |
| e) Al(ClO ₄) ₃ | f) Li ₄ P ₂ O ₇ |
| g) BaSO ₄ | h) Sr(PO ₃) ₂ |

5) Dadas as fórmulas estruturais do H₂CO₃ e do H₂SO₃:



Por que no H₂CO₃ há um O ligado ao C por dupla ligação e no H₂SO₃ há um O ligado ao S por ligação dativa?

6) A molécula de água tem a propriedade de se ligar a um próton (H⁺), dando o íon H₃O⁺ :



Escreva a equação anterior com fórmulas eletrônicas e estruturais.

7) Dentre os compostos abaixo, quais são os iônicos?

- (1) CaO (2) CO (3) N₂O (4) Na₂O (5) BaH₂ (6) HBr (7) H₂S

8) Considere as afirmações:

- a) Todo composto iônico é sólido na temperatura ambiente.
- b) Todo composto sólido na temperatura ambiente é composto iônico.
- c) Todo composto molecular é gasoso ou líquido na temperatura ambiente.
- d) Todo composto gasoso ou líquido na temperatura ambiente é composto molecular.

Quais são as afirmações corretas?

9) Observe o esboço da Tabela Periódica:

[illegible]

- a) Quais as fórmulas molecular e estrutural da substância resultante da ligação de A com C?
- b) Identifique o tipo de ligação química presente no composto formado por D e B. Justifique sua resposta.

10) Os subníveis mais energéticos, no estado fundamental, de dois elementos químicos X e Y são, respectivamente, $4p^5$ e $3s^1$.

- a) Qual a fórmula provável de um composto formado por esses dois elementos?
- b) Que tipo de ligação química deve predominar nesse composto?

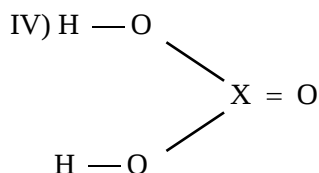
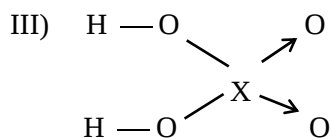
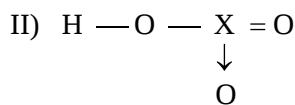
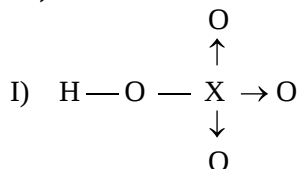
11) Esta questão refere-se à classificação periódica dos elementos, esquematizada a seguir. Os símbolos dos elementos foram substituídos por letras arbitrariamente escolhidas. A letra T representa o símbolo de um gás nobre.

[illegible]

Baseado na posição dos elementos mencionados, a fórmula falsa é:

- a) X_2L b) YW_2 c) M_2J_3 d) QW_3 e) GR_4

12) Dadas as fórmulas:



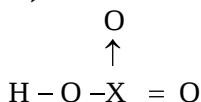
Associe X com cada um dos elementos a seguir:

- a) nitrogênio b) cloro c) carbono d) enxofre

13) Escreva as fórmulas estruturais de: Li_2S , I_2O_5 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HSCN e NH_4Cl

14) Em temperatura igual à do ponto de ebulição da água, qual é o estado físico esperado de um composto formado por dois elementos pertencentes a famílias extremadas da tabela periódica? Justifique sua resposta em termos de ligação química

15) Observe a estrutura genérica representada a seguir:



Para que o composto esteja corretamente representado, de acordo com as ligações químicas indicadas na estrutura, X deverá ser substituído por:

- a) Somente o nitrogênio
- b) Somente cloro ou nitrogênio
- c) Somente nitrogênio ou fósforo
- d) Somente cloro ou fósforo

Justifique

16) Determinar o número de ligações σ e π em:

- a) H_2CO_3 b) CO_2 c) CH_4 d) HCN e) P_2O_3

17) No composto C_3O_2 os três átomos de carbono estão ligados consecutivamente. Qual o número de ligações σ e π ?

18) No dióxido de enxofre (SO_2), temos:

- a) 3 ligações σ
- b) 3 ligações σ e 2 ligações π
- c) 2 ligações σ e 1 ligação π
- d) 1 ligação σ e 2 ligações π
- e) apenas 2 ligações σ

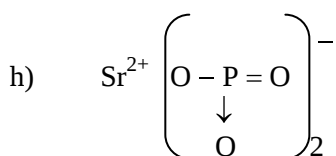
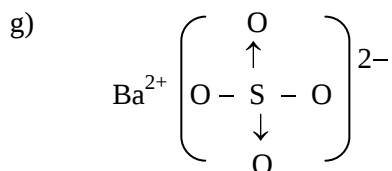
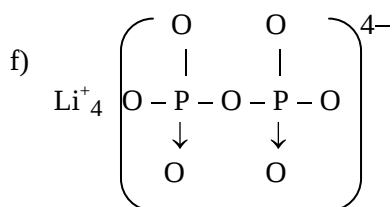
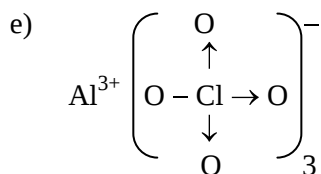
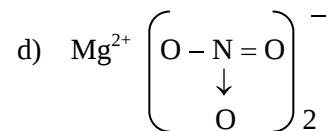
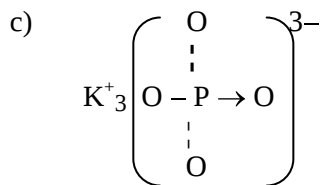
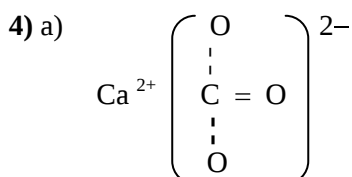
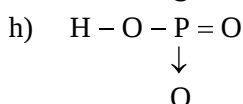
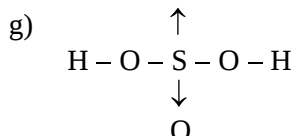
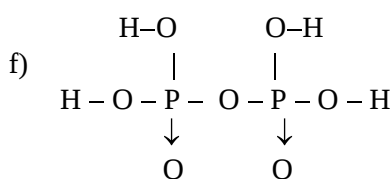
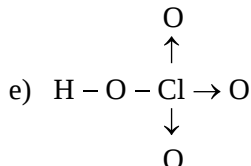
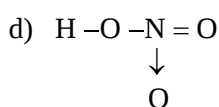
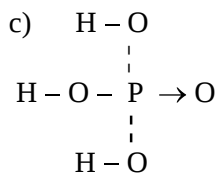
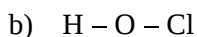
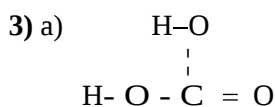
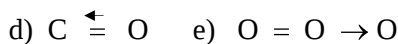
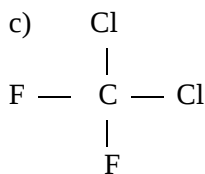
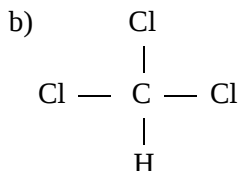
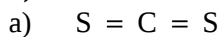
19) A ligação π pode-se dar entre:

- a) dois orbitais s
- b) um orbital s e um p
- c) dois orbitais p
- d) dois orbitais moleculares

RESPOSTAS

Eletrônica	Estrutural	Eletrônica	Estrutural
a) $\text{H} \cdot \cdot \text{H}$	$\text{H} - \text{H}$	l) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{Cl} - \text{O} - \text{Cl}$
b) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{F} \cdot \cdot \text{F} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{F} - \text{F}$	m) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \text{H} \\ : \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
c) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} \cdot \cdot \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{Cl} - \text{Cl}$	n) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ : \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \quad : \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \quad : \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
d) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \text{O} : : \text{O} \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{O} = \text{O}$	o) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{Cl} - \text{S} - \text{Cl}$
e) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \text{N} : : \text{N} \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\text{N} \equiv \text{N}$	p) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{F} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{F} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{F} - \text{O} - \text{F}$
f) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{S} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\text{H} - \text{S} - \text{H}$	q) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \text{O} : : \text{P} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{P} : : \text{O} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{O} = \text{P} - \text{O} - \text{P} = \text{O}$
g) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{C} : : \text{N} : \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$	r) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{O} : \quad : \text{O} : \\ \uparrow \quad \uparrow \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \text{O} : : \text{N} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{N} : : \text{O} \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \uparrow \quad \uparrow \\ \text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{N} = \text{O} \end{array}$
h) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} \cdot \cdot \text{P} \cdot \cdot \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \quad : \quad \cdot \cdot \\ : \text{Cl} : \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} - \text{P} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	s) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{O} : \quad : \text{O} : \\ \uparrow \quad \uparrow \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{O} \leftarrow : \text{Cl} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{Cl} : \rightarrow \text{O} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \downarrow \quad \downarrow \\ : \text{O} : \quad : \text{O} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \uparrow \quad \uparrow \\ \text{O} \leftarrow \text{Cl} - \text{O} - \text{Cl} \rightarrow \text{O} \\ \downarrow \quad \downarrow \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$
i) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{I} : \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\text{H} - \text{I}$	t) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ : \text{I} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{I} : \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{I} - \text{O} - \text{I}$
j) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \text{O} : : \text{N} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{N} : : \text{O} \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \end{array}$	$\text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$	u) $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ : \text{O} : \\ \uparrow \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \text{O} : : \text{S} \\ \cdot \cdot \quad \cdot \cdot \\ \downarrow \\ : \text{O} : \\ \cdot \cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{O} = \text{S} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$

2)



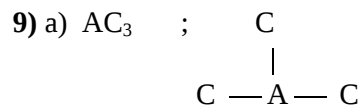
5) Ao fazer a ligação com os dois oxigênios que estão ligados a hidrogênios, o carbono fica com seis elétrons na camada de valência, precisando, portanto, de mais dois elétrons para completar o octeto, o que pode ser conseguido, ligando-se ao oxigênio restante por intermédio de uma dupla ligação.

Por outro lado, ao fazer a ligação com os dois oxigênios que estão ligados a hidrogênios, o enxofre atinge os oito elétrons na camada de valência e, por isso, o oxigênio restante deve ligar-se ao enxofre por ligação dativa.

6) Ver texto página 89

7) (1) (4) (5)

8) a, d

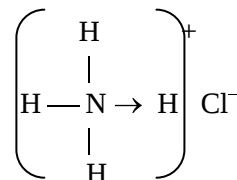
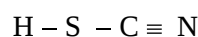
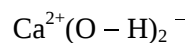
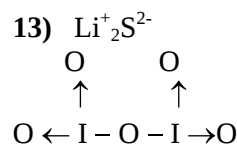


10) a) XY

b) Iônica (alcalino ligado a um elemento do grupo VIIA)

11) letra c

12) a) e II
b) e I
c) e IV
d) e III



14) Deverá ser sólido, pois será formado por ligação iônica entre elementos que possuem grande diferença de eletronegatividade.

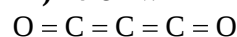
15) letra c. Nitrogênio e fósforo são do mesmo grupo da tabela periódica.

16) a) 5σ e 1π

b) 2σ e 2π c) 4σ

d) 2σ e 2π e) 4σ e 2π

17) 4σ e 4π

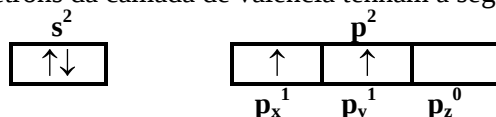


18) letra c

19) letra c

Hibridação ou Hibridização

Em alguns elementos, o comportamento químico parece estar em contradição com a estrutura eletrônica provável. O carbono ilustra bem esse tipo de situação. É um elemento do grupo IVA e, portanto, pode-se esperar que os quatro elétrons da camada de valência tenham a seguinte distribuição:

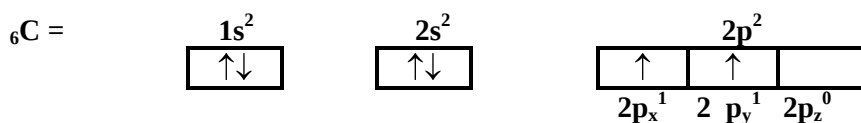


Nesse caso, o carbono formaria duas covalências simples, devido aos seus dois orbitais incompletos, e uma covalência coordenada empregando os dois elétrons s^2 . Na prática, isso não acontece. Na imensa maioria de seus compostos, o carbono forma quatro valências iguais.

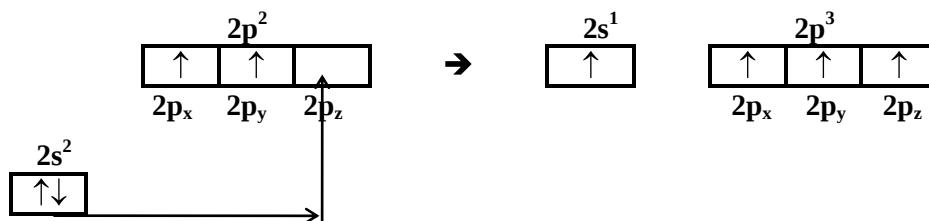
Para contornar o impasse, foi formulada a teoria da hibridação ou hibridização de orbitais, segundo a qual a estrutura s^2p^2 só ocorreria no átomo de carbono no estado fundamental, isto é, no átomo isolado.

Segundo a teoria, o carbono só seria capaz de se combinar após receber energia suficiente para promover ao orbital p_z um dos elétrons $2s$.

Carbono no estado fundamental:



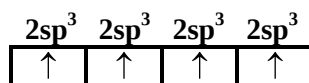
Estado Ativado:



A partir da ativação, que torna a configuração do carbono $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, teremos três tipos de hibridizações para o carbono:

♦ **Hibridização sp^3** - formação de **quatro orbitais híbridos iguais**, graças à fusão de um orbital s (o $2s$) com três orbitais p ($2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$). Nesse caso, formam-se **quatro ligações σ** .

Estado hibridizado:

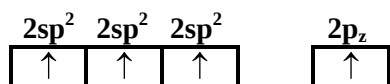


Hibridação sp^3

Como a carga negativa das quatro nuvens é idêntica, temos que, devido à repulsão entre elas, as nuvens ficarão à mesma distância umas das outras. Conclui-se, portanto, que **as nuvens estão dirigidas tetraedricamente no espaço**, sendo que o **ângulo entre os eixos** de cada um dos orbitais é de $109^\circ 28'$.

♦ **Hibridização sp^2** - formação de **três orbitais híbridos iguais**, devido à fusão de um orbital s (o $2s$) com dois orbitais p ($2p_x$ e $2p_y$). O orbital p_z , por não participar da hibridação, é chamado de orbital puro. Quando ocorre este tipo de hibridação no carbono, ele forma **três ligações σ e uma π** .

Estado hibridizado:

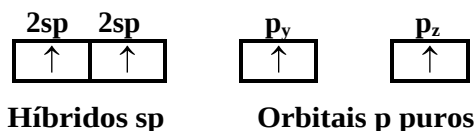


Híbridos sp^2

Orbital puro

Observa-se que os três orbitais híbridos sp^2 são todos iguais, situados no mesmo plano, com seus eixos a 120° entre si. O orbital p_z fica perpendicular ao plano do triângulo.

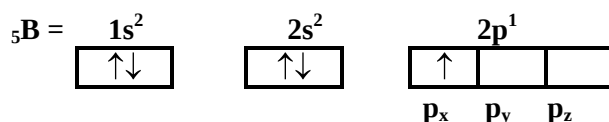
♦ **Hibridização sp** - formação de dois orbitais híbridos iguais, devido à fusão de um orbital s (o $2s$) com um orbital p ($2p_x$). Nesse caso, p_y e p_z são os orbitais p puros e são formadas 2 ligações σ e 2 π .



Os dois orbitais híbridos sp são iguais e situam-se sobre a mesma reta (formam ângulo de 180°). Os orbitais p_y e p_z ficam perpendiculares entre si.

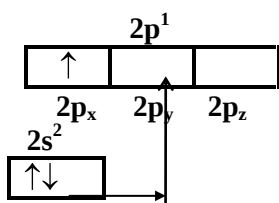
O boro

O carbono é o mais notável, mas não é o único elemento que hibridiza. O boro, por exemplo, no estado fundamental, tem a seguinte estrutura eletrônica:

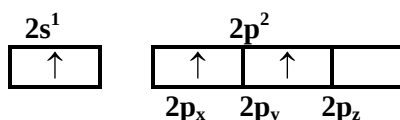


Como forma compostos covalentes do tipo BX_3 , é de se esperar que necessite de uma excitação para passar do estado fundamental, com apenas um orbital incompleto, para o estado hibridizado, com 3 orbitais semipreenchidos.

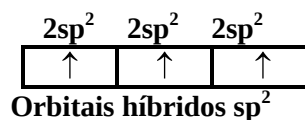
Estado fundamental:



Estado ativado:



Estado hibridizado:

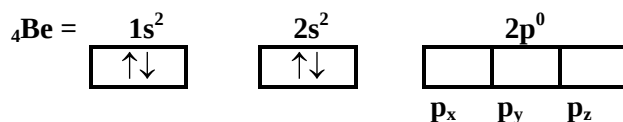


Por analogia com o que se viu para o carbono, é fácil concluir que se formam três orbitais híbridos sp^2 . No caso do boro, o orbital p_z encontra-se vazio.

As moléculas do tipo BF_3 , BCl_3 , são planas triangulares. O alumínio ($Z=13$) tem comportamento semelhante ao do boro, sendo as moléculas AlF_3 , $AlCl_3$ também planas trigonais.

O berílio

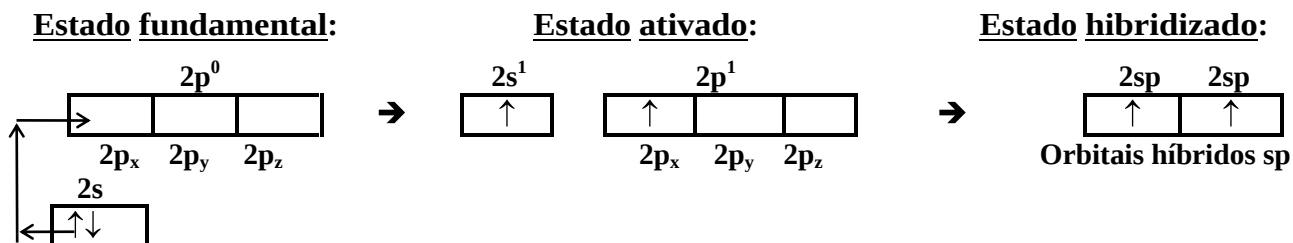
O berílio apresenta uma situação análoga. Sendo do grupo IIA, sua estrutura no estado fundamental:



Espera-se que ele faça ligações iônicas, perdendo dois elétrons. Ocorre, porém, que o berílio forma compostos covalentes BeX_2 , nos quais se liga empregando duas covalências iguais, isto é, funcionando como um átomo com dois elétrons desemparelhados no último nível. É sinal de que deve promover um dos elétrons s a um dos orbitais p vazios, antes que possa combinar-se.

Essa fusão de um orbital s com um orbital p é indicada como sp . Como se formam dois orbitais iguais, eles estão dispostos sobre uma mesma linha, formando moléculas lineares.

Os orbitais p_y e p_z , no caso do berílio, estão vazios.

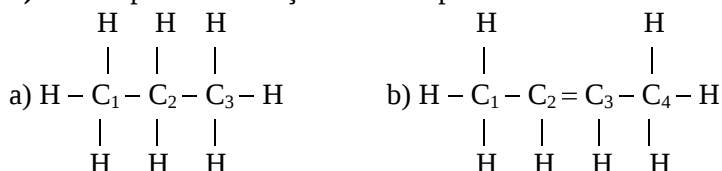


Resumindo:

Hibridização	Estrutura	Geometria	Ângulo
sp^3	espacial	tetraédrica	$109^\circ 28'$
sp^2	planar	triangular	120°
sp	linear	linear	180°

EXERCÍCIOS

1) Dar o tipo de hibridação formada pelos carbonos em:



2) O boro ($Z=5$) sofre hibridação sp^2 . Apesar de possuir 3 elétrons na camada de valência, esse elemento não perde elétrons, pois seu raio atômico é muito pequeno. O boro é encontrado na natureza sempre fazendo 3 ligações covalentes comuns e iguais. Desse modo, o boro fica com 6 elétrons na última camada e, apesar de não seguir a regra do octeto, fica estável. Explique utilizando a teoria da hibridação como o boro pode fazer 3 ligações covalentes comuns e iguais se possui apenas 1 elétron desemparelhado no estado fundamental. Qual o ângulo entre as ligações do boro?

3) Mostre a hibridação sofrida:

- a) BF_3 b) BeH_2 c) CHCl_3 d) C_2H_2

RESPOSTAS

- 1) a) $\text{C}_1 - sp^3$; $\text{C}_2 - sp^3$; $\text{C}_3 - sp^3$
b) $\text{C}_1 - sp^3$; $\text{C}_2 - sp^2$; $\text{C}_3 - sp^2$; $\text{C}_4 - sp^3$

2) Ao se ligar, o boro entra em um estado ativado e um dos seus elétrons $2s$ é promovido a um dos orbitais p vazios. Ocorre então uma espécie de fusão deste orbital s com os orbitais p agora ocupados gerando três novos orbitais, híbridos, e denominados sp^2 , que se mantêm afastados num ângulo de 120° , o que propicia a formação de moléculas triangulares planas. O orbital p_z , no caso do boro, está vazio.

- 3) a) sp^2 b) sp c) sp^3 d) sp^2

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Preencha o quadro conforme os exemplos:

Substância	Molecular ou iônica	Fórmula estrutural
HIO ₂	molecular	H – O – I → O
Fe(OH) ₂	iônica	Fe ²⁺ (O – H) ⁻ ₂
HSCN		
MgBr ₂		
CO ₂		
SrO		
BaCO ₃		
NH ₃		
Bi(OH) ₃		
H ₃ PO ₃ (apenas 2 H estão ligados a O)		
Br ₂ O ₇		
HNO ₂		
Li ₃ PO ₄		
H ₃ PO ₂ (apenas 1 H está ligado a O)		
H ₃ BO ₃		
HgO		
HClO ₂		
KF		
CHCl ₃		
BeH ₂		
C ₂ H ₂		
Na ₃ N		
HClO		
H ₂ SO ₃		
H ₄ P ₂ O ₅ (apenas 2 H estão ligados a O)		
BaSO ₄		
ICl		
Ba(NO ₃) ₂		
Cs ₂ O		
Ca(OH) ₂		
KClO ₃		
H ₂ Te		
PH ₃		
HOCN		
COCl ₂		
C ₂ H ₄		
BaI ₂		
NH ₄ Cl		
Na ₂ O		
H ₂ O		

RESPOSTAS

Substância	Molecular ou iônica	Fórmula estrutural
HSCN	Molecular	$\text{H} - \text{S} - \text{C} \equiv \text{N}$
MgBr ₂	Iônica	$\text{Mg}^{2+} \text{Br}^{-}_2$
CO ₂	Molecular	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$
SrO	Iônica	$\text{Sr}^{2+} \text{O}^{2-}$
BaCO ₃	iônica	$\text{Ba}^{2+} \left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array} \right]^{2-}$
NH ₃	Molecular	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Bi(OH) ₃	Iônica	$\text{Bi}^{3+} (\text{O} - \text{H})^{-}_3$
H ₃ PO ₃ (apenas 2 H estão ligados a O)	molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{P} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Br ₂ O ₇	Molecular	$\begin{array}{cc} \text{O} & \text{O} \\ \uparrow & \uparrow \\ \text{O} \leftarrow \text{Br} - \text{O} - \text{Br} \rightarrow \text{O} \\ \downarrow & \downarrow \\ \text{O} & \text{O} \end{array}$
HNO ₂	Molecular	$\text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$
Li ₃ PO ₄	iônica	$\text{Li}^{+}_3 \left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O} - \text{P} \rightarrow \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right]^{3-}$
H ₃ PO ₂ (apenas 1 H está ligado a O)	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} - \text{P} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

H_3BO_3	Molecular	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{B} - \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{O} - \text{H} \end{array}$
HgO	Iônica	$\text{Hg}^{2+} \text{O}^{2-}$
HClO_2	Molecular	$\text{H} - \text{O} - \text{Cl} \rightarrow \text{O}$
KF	Iônica	$\text{K}^+ \text{F}^-$
CHCl_3	Molecular	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
BeH_2	Molecular	$\text{H} - \text{Be} - \text{H}$
C_2H_2	Molecular	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$
Na_3N	Iônica	$\text{Na}^+_3 \text{N}^{3-}$
HClO	Molecular	$\text{H} - \text{O} - \text{Cl}$
H_2SO_3	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{S} - \text{O} - \text{H} \end{array}$
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ (apenas 2 H estão ligados a O)	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \uparrow \quad \uparrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{P} - \text{O} - \text{P} - \text{O} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
BaSO_4	Iônica	$\text{Ba}^{2+} \left(\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{O} - \text{S} \rightarrow \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right)^{2-}$
ICl	Molecular	$\text{I} - \text{Cl}$
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Iônica	$\text{Ba}^{2+} \left(\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{O} - \text{N} = \text{O} \end{array} \right)_2^-$
Cs_2O	Iônica	$\text{Cs}^+_2 \text{O}^{2-}$

Ca(OH)₂	Iônica	Ca²⁺ (O – H)⁻₂
KClO₄	Iônica	K⁺ $\left(\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{O} - \text{Cl} \rightarrow \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array} \right)^{-}$
H₂Te	Molecular	H — Se — H
PH₃	Molecular	H — P — H H
HOCN	Molecular	H — O — C ≡ N
COCl₂	Molecular	Cl O = C — Cl
C₂H₄	Molecular	H H H — C = C — H
BaI₂	Iônica	Ba²⁺ I⁻₂
NH₄Cl	Iônica	$\left(\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{N} \rightarrow \text{H} \\ \\ \text{N} \end{array} \right)^{+} \text{Cl}^{-}$
Na₂O	Iônica	Na⁺₂ O²⁻
H₂O	Molecular	H — O — H

CAPÍTULO 10

POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

Nas moléculas formadas por átomos de um mesmo elemento químico (substâncias simples), por exemplo, gás hidrogênio (H_2) ou gás cloro (Cl_2), o par eletrônico compartilhado pelos átomos origina uma nuvem eletrônica que se distribui uniformemente ao redor dos núcleos dos átomos participantes da ligação.

A distribuição uniforme da nuvem eletrônica ao redor dos núcleos está relacionada com a força de atração exercida pelos átomos sobre os elétrons da ligação. Nos dois exemplos mencionados, os átomos ligados sendo do mesmo elemento químico, possuem a mesma eletronegatividade, exercendo a mesma atração sobre os elétrons da ligação. Podemos concluir então, que nas ligações entre átomos de mesma eletronegatividade, não ocorre acúmulo de elétrons em nenhuma região, ou seja, não há formação de pólos. Essas ligações são apolares.

Ligação entre átomos de mesma eletronegatividade $\Rightarrow$ Ligação covalente apolar

Entretanto, numa ligação entre átomos com diferentes eletronegatividades, a distribuição da nuvem eletrônica não é uniforme, acarretando aumento na densidade da nuvem eletrônica ao redor de um dos átomos participantes da ligação. Essa densidade eletrônica é sempre maior ao redor do átomo de maior eletronegatividade.

Na molécula de gás clorídrico (HCl), por exemplo, a nuvem eletrônica está mais deslocada no sentido do átomo de cloro, pois ele é mais eletronegativo que o hidrogênio. Isto acarreta a formação de uma região negativa, em torno do cloro, denominada **pólo negativo** (carga parcial negativa) e representada pela letra grega delta: δ^- . Como consequência, ao redor do átomo de hidrogênio (menos eletronegativo) forma-se uma região de baixa densidade eletrônica, denominada **pólo positivo** (carga parcial positiva) e representada por δ^+ .

Ligação entre átomos de diferentes eletronegatividades $\Rightarrow$ Ligação covalente polar

Comparando a molécula de HCl com a molécula de HF (gás fluorídrico), nota-se que a polarização é mais acentuada no HF , devido à maior diferença de eletronegatividade entre os átomos participantes da ligação.

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será a polarização da ligação.

Para que se possam comparar as intensidades da polarização de diferentes ligações, utiliza-se normalmente a escala de eletronegatividade proposta por Pauling.

Convém ressaltar que a distorção da nuvem eletrônica não representa perda ou ganho de elétrons; assim sendo, a carga de um pólo é sempre menor que a carga de um elétron, sendo chamada de **carga parcial (δ)**.

Ligações iônicas

Em uma ligação iônica ocorre transferência definitiva de elétrons, acarretando a formação de íons positivos ou negativos e originando compostos iônicos. Como todos os íons apresentam excesso de cargas elétricas positivas ou negativas, eles sempre terão pólos. Portanto:

Toda ligação iônica é uma ligação polar.

Assim, **a ligação iônica pode ser encarada como um caso extremo da ligação covalente polar**, onde a diferença de eletronegatividade é tão grande que o elétron acaba sendo transferido de um átomo para outro em vez de ser compartilhado por ambos.

Relação de polaridade entre as ligações

A partir dos itens já discutidos, podemos estabelecer a seguinte relação:

ligação covalente apolar	ligação covalente polar	ligação iônica
polaridade crescente →		

Quando a ligação envolve átomos de mesma eletronegatividade, ela é denominada **ligação covalente apolar** ou **100% covalente**.

As ligações covalentes envolvendo átomos de diferentes eletronegatividades apresentam pólos que se tornam mais intensos na medida em que aumenta a diferença de eletronegatividade entre os átomos, o que atribui a essas ligações certo **caráter iônico**. Na molécula de HF, por exemplo, a ligação é mais polarizada do que na ligação existente na molécula de HCl, o que resulta num caráter iônico mais acentuado para a ligação do HF.

Caráter de uma ligação

Quanto maior for a **diferença de eletronegatividade (Δ)** entre os átomos participantes de uma ligação, maior será a polarização da ligação; portanto, mais acentuado será seu caráter iônico.

Vejamos alguns exemplos, utilizando os valores estabelecidos por Pauling para a eletronegatividade:

Ligação	Fórmula	Cálculo de Δ
Covalente apolar	H ₂	$\Delta = 0$
Covalente polar	HCl	$\Delta = 3,0 - 2,1 = 0,9$
Covalente polar	HF	$\Delta = 4,0 - 2,1 = 1,9$
Iônica	NaCl	$\Delta = 3,0 - 0,9 = 2,1$



Conforme
aumenta Δ
aumenta
o caráter
iônico

Pauling estabeleceu que o valor de 1,7 para Δ corresponde a uma ligação onde o caráter iônico equivale ao caráter covalente. Assim:

♦ Para $\Delta < 1,7 \Rightarrow$ **predomina** o caráter **covalente**

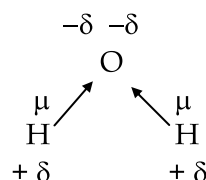
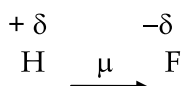
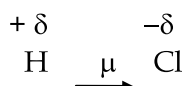
♦ Para $\Delta > 1,7 \Rightarrow$ **predomina** o caráter **iônico**

Observações

1) O valor de 1,7 para diferença de eletronegatividade deve ser encarado em termos de predominância de caráter e não em tipo de ligação. Sendo assim:

- HF é um composto covalente que apresenta $\Delta > 1,7$, logo, há **predominância de caráter iônico** em sua ligação.
- AlCl₃ e FeBr₃ são substâncias iônicas (metal ligado a ametal) que possuem $\Delta < 1,7$ ($\Delta=1,5$), havendo, portanto, **predominância de caráter covalente**.

2) O caráter iônico, ou seja, a polarização da ligação, é caracterizado por uma grandeza denominada momento dipolar (μ), ou dipolo elétrico, que normalmente é representado por um vetor orientado no sentido do elemento menos eletronegativo para o elemento mais eletronegativo. Assim, o vetor é orientado do pólo positivo para o pólo negativo. Veja alguns exemplos:



covalente apolar ↓

Diferença de eletronegatividade (Δ)	0	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,7	1,8	2,0	2,2	2,4	2,6	2,8	3,0	3,2
% de caráter iônico na ligação	0	1	4	9	15	22	30	38	47	51	55	63	70	76	82	86	89	92

EXERCÍCIOS

1) "A ligação covalente estabelecida entre dois elementos químicos será tanto mais polar quanto maior for a diferença entre as..... desses elementos".

2) Os tipos de ligações existentes nos compostos CO, Cl₂, KCl, HCl são, respectivamente :

- a) covalente polar, covalente polar, iônica e covalente polar.
- b) covalente polar, covalente apolar, iônica e covalente polar.
- c) iônica, covalente polar, covalente polar e iônica.
- d) covalente polar, covalente apolar, iônica e iônica.
- e) covalente polar, covalente polar, iônica e iônica.

3) Dentre os compostos abaixo, o que apresenta elementos com maior diferença de eletronegatividade é:

- a) OF₂ b) BrCl c) CCl₄ d) NaF e) AlCl₃

4) Dentre as seguintes substâncias qual apresenta molécula mais polar ?

- a) H—H b) H—F c) H—Cl d) H—Br e) H—I

5) O aumento da diferença de eletronegatividade entre os elementos ocasiona a seguinte ordem no caráter das ligações:

- a) covalente polar, covalente apolar, iônica :
- b) iônica, covalente polar, covalente apolar;
- c) covalente apolar, iônica, covalente polar
- d) covalente apolar, covalente polar, iônica ;
- e) iônica, covalente apolar, covalente polar.

6) Este quadro apresenta os valores das temperaturas de fusão e ebulição dos cloretos de sódio, magnésio e alumínio, todos a uma pressão de 1 atmosfera:

Composto	Temperatura de fusão / °C	Temperatura de ebulição / °C
Cloreto de sódio	801	1413
Cloreto de magnésio	708	1412
Cloreto de alumínio	Sublima a 178	

Considerando-se as propriedades e os modelos de ligação química aplicáveis às três substâncias, identifique as afirmações abaixo como certas (C) ou erradas (E) :

- () As ligações químicas do cloreto de sódio, em estado sólido, se quebram com maior facilidade que as dos demais compostos.
- () A ligação iônica no cloreto de alumínio é mais fraca que as dos demais compostos, pois, nela, o cátion divide sua força de atração entre três ânions.
- () Os três compostos têm fórmulas onde a proporção entre cátions e ânions é de 1:1.
- () O cloreto de alumínio tem forte caráter molecular, não sendo puramente iônico.

RESPOSTAS

1) eletronegatividades
2) letra b
3) letra d

4) letra b
5) letra d
6) (E) ; (E); (E); (C)

NÚMERO DE OXIDAÇÃO

Do estudo de ligações, concluímos que, fundamentalmente há dois tipos de substâncias: as iônicas - onde há presença de cargas reais, devido aos cátions e ânions e as moleculares - onde não há formação de íons, logo não é possível falar em cargas reais.

Quando dois átomos de diferentes eletronegatividades se ligam por covalência, a nuvem eletrônica fica mais próxima do átomo de maior eletronegatividade. Portanto, nas substâncias moleculares, não existem de fato cargas reais positivas e negativas. É por comodidade didática que atribuímos carga elétrica aos átomos de uma molécula. O número que mede essa carga aparente, presente nas substâncias moleculares que possuem ligações polares, bem como a carga do íon, chama-se **número** ou **estado de oxidação**. Generalizando, podemos dizer que:

Número de oxidação: É o número que mede a carga real ou aparente de uma espécie química.

Regras para atribuição de nox

Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples.

- 1. O nox de cada átomo em uma substância simples é sempre igual a zero.**
- 2. O nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.**
- 3. Num íon composto, o somatório dos nox é igual à carga do íon.**
- 4. A soma dos nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre igual a zero.**
- 5. Existem elementos que apresentam nox fixo em seus compostos.**
 - ✓ **Metais alcalinos (família IA – Li, Na, K, Rb, Cs, Fr):** seu nox é sempre igual a +1.
 - ✓ **Metais alcalino-terrosos (família IIA – Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra):** seu nox é sempre igual a +2.
 - ✓ Os metais **prata (Ag), zinco (Zn) e alumínio (Al):** **Ag = +1 Zn = +2 Al = +3**
 - ✓ O elemento **flúor (F)**, por ser o mais eletronegativo de todos os elementos, sempre terá a tendência de receber um elétron; consequentemente, seu nox será sempre igual a **–1**.
- 6. O nox do elemento hidrogênio pode ser +1 e –1.**
 - ✓ O nox do hidrogênio será **+1** quando ele estiver ligado a um elemento mais eletronegativo e será **–1** quando estiver ligado a um elemento mais eletropositivo.
- 7. O nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos compostos, é igual a –2.**
 - ✓ Quando o oxigênio se liga ao flúor, originando o composto OF₂, o oxigênio apresenta nox igual a +2, pois o flúor sempre apresenta nox igual a –1 e a soma dos nox deve ser sempre igual a zero.
 - ✓ Quando o elemento oxigênio participa de compostos binários, que apresentam o grupo (O₂)^{2–}, denominados peróxidos, o seu nox será igual a **–1**. É fácil descobrir se o nox do oxigênio no composto binário é **–1**, pois estará ligado a um elemento que possui sempre nox fixo (grupos IA e IIA), logo, ele será a incógnita.
- 8. Os halogênios apresentam nox igual a **–1** quando combinados com metais ou hidrogênio, em compostos binários.**

Determinação do nox

Com o auxílio das regras acima, podemos atribuir o nox dos átomos participantes de uma infinidade de substâncias moleculares e de compostos e grupamentos iônicos.

Nox dos átomos em compostos moleculares

Como descobrir o número de oxidação do fósforo na substância H_3PO_4 ?

Como o hidrogênio está ligado a elementos mais eletronegativos, seu nox é +1, enquanto que o nox do oxigênio é -2.

Sabendo que o somatório dos nox de todos os átomos deverá ser igual a **zero**, podemos determinar o nox do fósforo (P) através da equação : $3 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$, onde x representa a carga apresentada pelo fósforo na substância. Resolvendo a equação: $\Rightarrow x = +5$

Nox dos átomos em compostos iônicos

Vamos determinar o nox do enxofre no composto iônico $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, sabendo que são conhecidos os nox : Al = +3 e O = -2

Denominando de x a carga do enxofre, teremos a equação: $2 \cdot (+3) + 3x + 12 \cdot (-2) = 0$
Resolvendo a equação determinamos x como sendo +6.

Nox dos átomos em íons compostos

Um íon composto é o produto da combinação de espécies químicas que apresentam carga + ou - devido à "perda" ou "ganho" de elétrons pelo agrupamento. Assim, a carga do íon composto corresponde à soma algébrica de todos os nox dos átomos constituintes.

Vejamos alguns exemplos:

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ **íon dicromato**: Nox conhecido : O = -2 Carga do íon = 2^- nox do Cr = ?

Considerando que a carga do íon é 2^- e denominando de x a carga do cromo, teremos a equação:

$$2x + 7 \cdot (-2) = -2 \quad \text{onde} \Rightarrow x = +6$$

NH_4^+ **cátion amônio**: Nox conhecido : H = +1 Carga do íon = 1^+ nox do N = ?

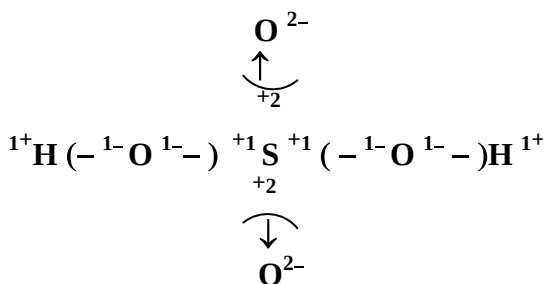
Considerando que a carga do íon é 1^+ e denominando de x a carga do nitrogênio, teremos a equação:

$$x + 4 \cdot (+1) = +1 \quad \text{onde} \Rightarrow x = -3$$

Determinação do nox através da fórmula estrutural

Além do método algébrico visto, é possível também determinar o nox dos átomos através das fórmulas estruturais das substâncias que os contêm, levando-se em conta as eletronegatividades dos elementos envolvidos.

Assim, por exemplo, na determinação dos nox dos elementos que constituem o ácido sulfúrico (H_2SO_4) temos:



O oxigênio, por ser o elemento mais eletronegativo, atrai os elétrons da ligação que estiver fazendo. Sendo assim, na ligação com o hidrogênio ele atrai o elétron desta ligação, assumindo uma carga de -1 e, consequentemente, o hidrogênio assume uma carga de $+1$. Como, além de estar ligado ao hidrogênio, ele também está ligado ao enxofre, atrai também esse elétron assumindo, em relação ao enxofre, carga igual a -1 e o enxofre assume uma carga igual a $+1$. Desse modo, teremos para o oxigênio uma carga igual a -2 , nas suas ligações com o hidrogênio e o enxofre, na molécula de ácido sulfúrico.

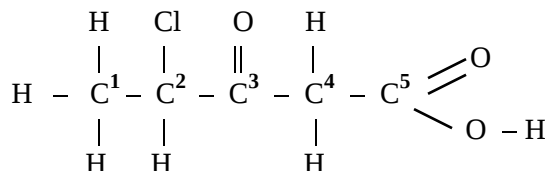
Analisando a ligação coordenada que ocorre entre o enxofre e o oxigênio e raciocinando do mesmo modo, teremos os dois elétrons "fornecidos" pelo enxofre atraídos pelo oxigênio, o que dará origem a uma carga de -2 para o oxigênio e uma carga de $+2$ para o enxofre.

Somando-se todas as cargas envolvidas nas ligações teremos para todos os oxigênios um $\text{nox} = -2$, para o hidrogênio um $\text{nox} = +1$ e, para o enxofre, um $\text{nox} = +6$, sendo que **todas as cargas envolvidas são aparentes**, já que todas as ligações são covalentes.

Nox médio

O método visto acima, se mostra muito útil quando é necessário trabalhar com um elemento que não apresenta o mesmo nox em todas as suas ligações. É o caso do elemento carbono nas suas ligações em compostos orgânicos.

Exemplo :



Numeramos os átomos de carbono existentes na molécula de **1** a **5**. Vamos determinar o nox de cada um deles :

Carbono 1 : Está ligado a três átomos de hidrogênio por ligações simples e, por ser mais eletronegativo que o hidrogênio, atrai os elétrons dessas ligações assumindo um **$\text{nox} = -3$** . Cada hidrogênio ligado a ele assume $\text{nox} = +1$.

Carbono 2 : Está ligado a 2 átomos de carbono, 1 de cloro e um de hidrogênio. Na ligação com os átomos de carbono não assumirá nenhuma carga, uma vez que sua eletronegatividade é igual a dos outros átomos de carbono. Na ligação com o hidrogênio atrai o elétron da ligação assumindo uma carga igual a -1 . Na ligação com o cloro, que é mais eletronegativo que ele, tem seu elétron afastado de si, assumindo uma carga igual a $+1$. Logo, somando todas as cargas envolvidas nas ligações, teremos, para o **carbono 2**, um **$\text{nox} = \text{zero}$** . O hidrogênio ligado a ele terá $\text{nox} = +1$ e o cloro terá $\text{nox} = -1$.

Carbono 3 : Está ligado a 2 átomos de carbono e a 1 de oxigênio, através de uma dupla ligação. Como já foi exposto, em relação aos outros átomos de carbono sua carga é zero. Na ligação com o oxigênio, que é mais eletronegativo que ele, terá dois elétrons afastados (devido à dupla ligação) assumindo uma carga igual a $+2$. Logo, o **carbono 3** tem **$\text{nox} = +2$** . O oxigênio terá $\text{nox} = -2$.

Carbono 4 : Está ligado a 2 átomos de carbono e 2 átomos de hidrogênio. Sendo mais eletronegativo que os átomos de hidrogênio, o carbono terá **$\text{nox} = -2$** e cada hidrogênio terá $\text{nox} = +1$.

Carbono 5 : Está ligado a 1 carbono, 1 oxigênio por ligação simples e 1 oxigênio por ligação dupla. Com relação ao carbono a carga é zero. Com relação ao oxigênio na ligação simples, sua carga é $+1$ e na ligação dupla é $+2$. Temos assim, somando todas as cargas, um **$\text{nox} = +3$** .

Como foi possível observar, cada átomo de carbono assume um determinado nox , que depende das ligações que esteja fazendo.

Vejamos agora como faríamos para determinar o nox do carbono na substância vista, se o fizéssemos pelo método algébrico. Para determinação do nox através desse método, precisamos da fórmula molecular da substância que, neste caso, é $\text{C}_5\text{H}_7\text{ClO}_3$. Equacionando: $5x + 7 \cdot (+1) + (-1) + 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow$ Logo, pelo método algébrico, o nox do carbono é zero.

Olhando o resultado obtido, a que átomo de carbono ele se refere? Na verdade, a nenhum deles especificamente. Quando trabalhamos com elementos que apresentam vários nox numa mesma substância, o resultado encontrado no método algébrico representa a média aritmética dos vários nox do elemento. A esse nox damos o nome de **nox médio**.

Poderíamos encontrar este mesmo valor se fizéssemos a média dos nox encontrados anteriormente:

$$\text{carbono1 } (-3) + \text{carbono2 } (0) + \text{carbono3 } (+2) + \text{carbono4 } (-2) + \text{carbono5 } (+3) = \text{zero}$$

5

EXERCÍCIOS

1) Determinar o nox dos elementos sublinhados, indicando, para todos os elementos presentes nas substâncias, se a carga é real ou aparente:

- a) CaCO₃ b) H₄PO₅ c) HNO₃ d) Al(ClO)₃ e) CO f) CO₂
g) NaHCO₃ h) MgSO₄ i) O₂ j) NH₃ l) FeCl₃ m) Fe

2) Qual é o nox do enxofre nos compostos?

- a) H₂S b) H₂SO₃ c) H₂SO₄ d) H₂S₂O₇

3) Quais são os nox dos elementos sublinhados nos compostos seguintes?

- a) NaH b) H₂S c) AgO₂ d) CaO₂ e) CaO f) Zn(NO₂)₂

4) Na reação: H₂S + I₂ → S + 2 HI

as variações dos números de oxidação do enxofre e do iodo são, respectivamente :

- a) +2 para zero e zero para +1
b) zero para +2 e +1 para zero
c) zero para -2 e -1 para zero
d) zero para -1 e -1 para zero
e) -2 para zero e zero para -1

5) No composto Mn₂O₃, o manganês apresenta nox igual ao fósforo (P) no composto:

- a) PH₃ b) H₃PO₂ c) H₃PO₄ d) H₄P₂O₅ e) H₄P₂O₇

6) Se o cloro pode apresentar números de oxidação variando num intervalo entre -1 e +7, a alternativa que apresenta moléculas com as duas fórmulas incorretas é:

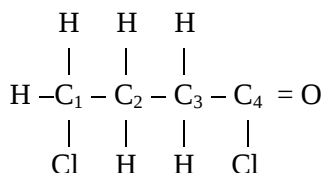
- a) H₂Cl e HClO₃ b) Cl₂ e HClO₂ c) HClO₄ e Cl₂O₈ d) Cl₂O e HCl₃O e) HClO₅ e HCl₂

7) Determine o nox dos elementos sublinhados nos íons abaixo:

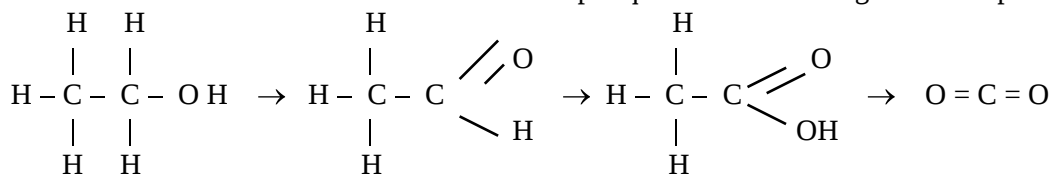
- a) SO₃²⁻ b) SO₄²⁻ c) ClO₂⁻ d) ClO₄⁻ e) NO₃⁻
f) CrO₄²⁻ g) Cr₂O₇²⁻ h) CO₃²⁻ i) AsO₄³⁻ j) MnO₄⁻
l) PO₄³⁻ m) B₄O₇²⁻

8) Determine, através da fórmula estrutural, o nox do carbono no ácido tiociânico, HSCN.

9) Determine o **nox** de **cada átomo de carbono** na fórmula estrutural abaixo e o **nox médio do carbono**, nesta substância.



10) Muitos processos biológicos envolvem modificações nos números de oxidação. Por exemplo, o álcool etílico é metabolizado através de uma série de etapas que envolvem os seguintes compostos de carbono :



Determine a variação do nox do átomo de carbono ligado ao oxigênio através do processo.

RESPOSTAS

1) a) Ca = +2 (real)
C = +4 (aparente)
O = -2 (real e aparente)

b) H = +1 (aparente)
P = +3 (aparente)
O = -2 (aparente)

c) H = +1 (aparente)
N = +5 (aparente)

O = -2 (aparente)

d) Al = +3 (real)
Cl = +1 (real)
O = -2 (real e aparente)

e) C = +2 (aparente)
O = -2 (aparente)

f) C = +4 (aparente)
O = -2 (aparente)

g) Na = +1 (real)
H = +1 (aparente)
C = +4 (aparente)
O = -2 (real e aparente)

h) Mg = +2 (real)
S = +6 (aparente)
O = -2 (real e aparente)

i) O = zero

j) N = -3 (aparente)
H = +1 (aparente)

l) Fe = +3 (real)
Cl = -1 (real)

m) Fe = zero

2) a) -2
c) +6

b) +4
d) +6

3) a) H = -1
c) O = -1
e) O = -2

b) H = +1
d) O = -1
f) N = +3

4) letra e

5) letra d

6) letra e

7) a) S = +4
c) Cl = +3
e) N = +5

b) S = +6
d) Cl = +7
f) Cr = +6

g) Cr = +6

h) C = +4

i) As = +5

j) Mn = +7

l) P = +5

m) B = +3

8) H - S - C ≡ N C = +4

9) C₁ = -1 C₂ = -2
C₃ = -2 C₄ = +3
nox médio = -1/2

10) (-1) → (+1) → (+3) → (+4)

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Preencha o quadro conforme os exemplos:

Substância	Molecular ou iônica	Fórmula estrutural	Nox dos elementos	Tipo de carga dos elementos
HBrO ₃	molecular	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{Br} \rightarrow \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$	H: + 1 O: - 2 Br: + 5	H: aparente O: aparente Br: aparente
Pb(OH) ₂	iônica	$\text{Pb}^{2+} (\text{O} - \text{H})^{-}_2$	H: + 1 O: - 2 Pb: + 2	H: aparente O: real e aparente Pb: real
HCN				
BaBr ₂				
SO ₃				
BaO				
Na ₂ CO ₃				
NH ₃				
Fe(OH) ₃				
KI				
I ₂ O ₅				
FeO				
Ca ₃ (PO ₄) ₂				
Hg ₂ O				
H ₃ BO ₃				
HgO				
HClO ₄				
KOH				
PbO				
BeH ₂				
CO				
B ₂ O ₃				
AgF				
Bi ₂ O ₃				
NaPO ₃				
Li ₂ S				
N ₂ O ₃				
Ba(NO ₃) ₂				
Cs ₂ O				
Ca(OH) ₂				
KClO ₃				
Fe ₂ (SO ₄) ₃				
H ₂ S				
CuO				
Cu ₂ O				
CO ₂				
MgCl ₂				
MnO				
NH ₄ Cl				
Na ₂ O ₂				
H ₂ O ₂				

RESPOSTAS

HCN	Molecular	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$	H: + 1 N: - 3 C: + 4	H: aparente N: aparente C: aparente
BaBr ₂	Iônica	$\text{Ba}^{2+} \text{Br}^{-}_2$	Ba: + 2 Br: - 1	Ba: real Br: real
SO ₃	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{O} = \text{S} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$	S: + 6 O: - 2	S: aparente O: aparente
BaO	Iônica	$\text{Ba}^{2+} \text{O}^{2-}$	Ba: + 2 O: - 2	Ba: real O: real
Na ₂ CO ₃	Iônica	$\text{Na}^{+}_2 \left(\begin{array}{c} \text{O} \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \\ \text{O} \diagup \end{array} \right)^{2-}$	Na: + 1 C: + 4 O: - 2	Na: real C: aparente O: real e aparente
NH ₃	Molecular	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	H: + 1 N: - 3	H: aparente N: aparente
Fe(OH) ₃	Iônica	$\text{Fe}^{3+} (\text{O} - \text{H})^{-}_3$	H: + 1 O: - 2 Fe: + 3	H: aparente O: real e aparente Fe: real
KI	Iônica	$\text{K}^{+} \text{I}^{-}$	K: + 1 I: - 1	K: real I: real
I ₂ O ₅	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \uparrow \quad \uparrow \\ \text{O} \leftarrow \text{I} - \text{O} - \text{I} \rightarrow \text{O} \end{array}$	I: + 5 O: - 2	I: aparente O: aparente
FeO	Iônica	$\text{Fe}^{2+} \text{O}^{2-}$	Fe: + 2 O: - 2	Fe: real O: real
Ca ₃ (PO ₄) ₂	Iônica	$\text{Ca}^{2+}_3 \left(\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O} - \text{P} \rightarrow \text{O} \\ \\ \text{O} \end{array} \right)^{3-}_2$	Ca: + 2 P: + 5 O: - 2	Ca: real P: aparente O: real e aparente
Hg ₂ O	Iônica	$\text{Hg}_2^{2+} \text{O}^{2-}$	Hg: + 1 O: - 2	Hg: real O: real
H ₃ BO ₃	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} - \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{O} - \text{B} - \text{O} - \text{H} \end{array}$	H: + 1 O: - 2 B: + 3	H: aparente O: aparente B: aparente
HgO	Iônica	$\text{Hg}^{2+} \text{O}^{2-}$	Hg: + 2 O: - 2	Hg: real O: real
HClO ₄	Molecular	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{Cl} \rightarrow \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$	H: + 1 O: - 2 Cl: + 7	H: aparente O: aparente Cl: aparente

KOH	Iônica	$K^+ (O - H)^-$	H: + 1 O: - 2 K: + 1	H: aparente O: real e aparente K: real
PbO	Iônica	$Pb^{2+} O^{2-}$	Pb: + 2 O: - 2	Pb: real O: real
BeH ₂	Molecular	H — Be — H	Be: + 2 H: - 1	Be: aparente O: aparente
CO	Molecular	$C \begin{array}{c} \leftarrow \\ \text{---} \\ \text{---} \end{array} O$	C: + 2 O: - 2	C: aparente O: aparente
B ₂ O ₃	Molecular	O = B — O — B = O	B: + 3 O: - 2	B: aparente O: aparente
AgF	Iônica	$Ag^{1+} F^{1-}$	Ag: + 1 F: - 1	Ag: real F: real
Bi ₂ O ₃	Iônica	$Bi^{3+}_2 O^{2-}_3$	Bi: + 3 O: - 2	Bi: real O: real
NaPO ₃	Iônica	$Na^+ \left(\begin{array}{c} O - P = O \\ \downarrow \\ O \end{array} \right)^-$	Na: + 1 P: + 5 O: - 2	Na: real P: aparente O: real e aparente
Li ₂ S	Iônica	$Li^+_2 S^{2-}$	Li: + 1 S: - 2	Li: real S: real
N ₂ O ₃	Molecular	O = N — O — N = O	N: + 3 O: - 2	N: aparente O: aparente
Ba(NO ₃) ₂	Iônica	$Ba^{2+} \left(\begin{array}{c} O - N = O \\ \downarrow \\ O \end{array} \right)^-_2$	Ba: + 2 N: + 5 O: - 2	Ba: real N: aparente O: real e aparente
Cs ₂ O	Iônica	$Cs^+_2 O^{2-}$	Cs: + 1 O: - 2	Cs: real O: real
Ba(OH) ₂	Iônica	$Ba^{2+} (O - H)^-_2$	H: + 1 O: - 2 Ba: + 2	H: aparente O: real e aparente Ba: real
KClO ₃	Iônica	$K^+ \left(\begin{array}{c} O \\ \uparrow \\ O - Cl \rightarrow O \end{array} \right)^-$	K: + 1 Cl: + 5 O: - 2	K: real Cl: aparente O: real e aparente
Fe ₂ (SO ₄) ₃	Iônica	$Fe^{3+}_2 \left(\begin{array}{c} O \\ \uparrow \\ O - S - O \\ \downarrow \\ O \end{array} \right)^{2-}_3$	Fe: + 3 S: + 6 O: - 2	Fe: real S: aparente O: real e aparente
H ₂ S	Molecular	H — S — H	H: + 1 S: - 2	H: aparente S: aparente
CuO	Iônica	$Cu^{2+} O^{2-}$	Cu: + 2 O: - 2	Cu: real O: real

Cu₂O	Iônica	Cu⁺₂ O²⁻	Cu: + 1 O: - 2	Cu: real O: real
CO₂	Molecular	O = C = O	C: + 4 O: - 2	C: aparente O: aparente
MgCl₂	Iônica	Mg²⁺ Cl₂⁻	Mg: + 2 Cl: - 1	Mg: real Cl: real
MnO	Iônica	Mn²⁺ O²⁻	Mn: + 2 O: - 2	Mn: real O: real
NH₄Cl	Iônica	$\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{N} \rightarrow \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+ \text{Cl}^-$	H: + 1 N: - 3 Cl: - 1	H: real e aparente N: aparente Cl: real
Na₂O₂	Iônica	Na¹⁺₂ O₂²⁻	Na: + 1 O: - 1	Na: real O: real
H₂O₂	Molecular	H - O - O - H	H: + 1 O: - 1	H: aparente O: aparente

CAPÍTULO 11

GEOMETRIA E POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

Como vimos, átomos se unem por ligações covalentes para formar moléculas. Qual será, então, o "formato" dessas moléculas?

Em vez de utilizar a palavra "formato", os químicos utilizam a expressão **geometria molecular**.

Quando a molécula é **formada por dois átomos** será necessariamente **linear**, pois seus núcleos estarão obrigatoriamente alinhados. E no caso de moléculas com mais de dois átomos, como prever a geometria da molécula?

Há um método relativamente moderno e bastante prático, divulgado por **Ronald J. Gillespie** na década de 60, chamado de **Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR)**. Apesar do nome um tanto complicado, as idéias envolvidas são bastante simples.

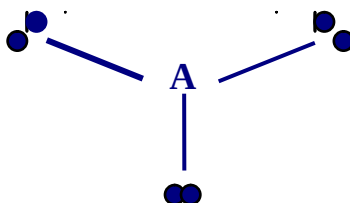
Essa teoria está baseada na idéia de que **os pares eletrônicos** ao redor de um átomo central estejam **ou não participando das ligações, se comportam como nuvens eletrônicas que se repelem entre si**, de forma a ficarem **orientadas no espaço com o maior afastamento possível** (maior distância angular) para que a repulsão entre elas seja mínima.

O arranjo geométrico dos pares de elétrons em torno de um átomo A é o seguinte:

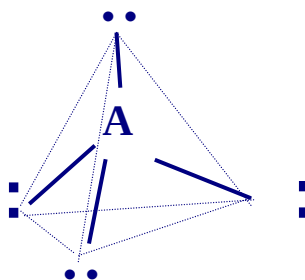
a) Dois pares de elétrons: linear (180°)



b) Três pares de elétrons: triangular (120°)



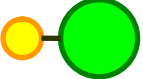
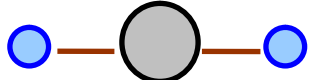
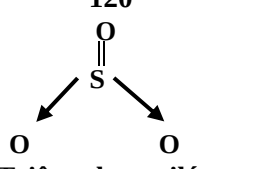
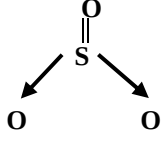
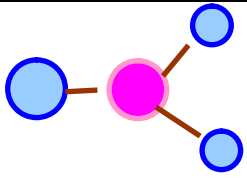
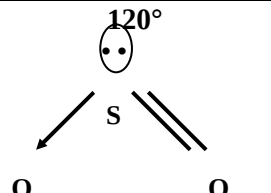
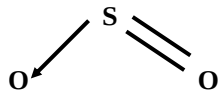
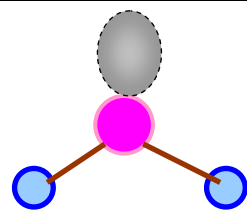
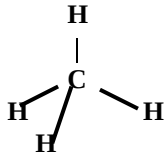
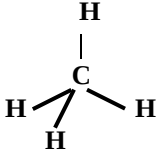
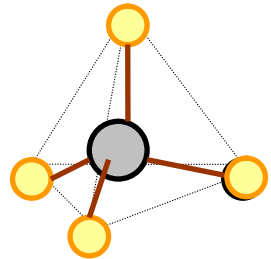
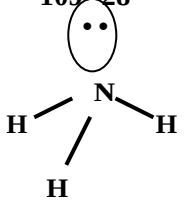
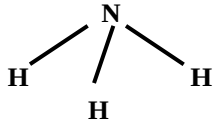
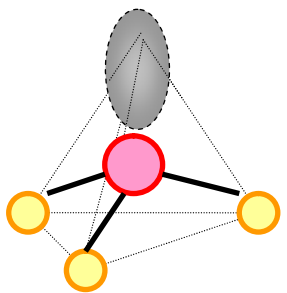
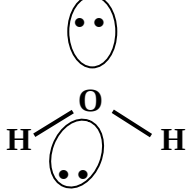
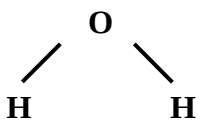
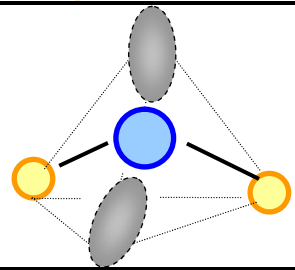
c) Quatro pares de elétrons: tetraédrico (109° 28')



Uma característica importante deste modelo é que, **quando existe uma dupla ou uma tripla ligação entre dois átomos**, essas ligações ocupam a mesma região do espaço, formando uma única nuvem, e por isso **devem ser consideradas como se fossem um único par de elétrons**.

Apesar de serem os pares de elétrons que determinam a distância geométrica ao redor do átomo central, **a geometria molecular é uma expressão da posição relativa dos núcleos dos átomos** nela presentes. Assim, **considerando apenas os átomos unidos ao central** (e ignorando, portanto, os pares de elétrons não usados em ligações), **determinamos finalmente, a geometria da molécula**.

Para entender bem, analise com atenção os seguintes exemplos:

Nº de nuvens eletrônicas em torno do átomo central	Afastamento das nuvens eletrônicas	Geometria da molécula (só considerando os átomos unidos)	
HCl Não há átomo central	180° Toda molécula diatômica é linear	H — Cl linear	
CO₂ 2 nuvens (2 duplas)	180° O = C = O linear	O = C = O linear	
SO₃ 3 nuvens (1 dupla; 2 coordenadas)	120°  Triângulo equilátero	 Trigonal plana	
SO₂ 3 nuvens (1 dupla; 1 coordenada e um par de elétrons não compartilhados)	120°  Triângulo equilátero	 Angular	
CH₄ 4 nuvens (4 ligações)	109° 28'  Tetraedro	 Tetraédrica	
NH₃ 4 nuvens (3 ligações e um par de elétrons não compartilhados)	109° 28'  Tetraedro	 Piramidal	
H₂O 4 nuvens (2 ligações e 2 pares de elétrons não compartilhados)	109° 28'  Tetraedro	 Angular	

Observação

Na água (H₂O), que é angular, e na amônia (NH₃), que é piramidal, os ângulos entre as ligações valem, respectivamente, 104,5° e 107°.

O fato de esses ângulos serem menores do que 109° 28' é explicado pela repulsão que ocorre entre os pares de elétrons não compartilhados e os que participam das ligações.

EXERCÍCIO

Dada a tabela:

Fórmula molecular	Fórmula eletrônica	N.º de pares de e ⁻ ao redor do átomo central	N.º de átomos ligados ao átomo central	Geometria molecular
HBr	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot\cdot \text{Br} : \\ \cdot\cdot \end{array}$	*	*	Linear H - Br
H ₂ S	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot\cdot \text{S} \cdot\cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \end{array}$	4	2	Angular $\begin{array}{c} \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$

* Não há átomo central.

Construa outra, semelhante a essa, para as seguintes moléculas:

- | | | | | | |
|--------------------|---------------------|----------------------|---------------------|--------|----------------------|
| a) H ₂ | b) O ₂ | c) BeCl ₂ | d) BF ₃ | e) CO | f) CH ₄ |
| g) SO ₃ | h) H ₂ O | i) NH ₃ | j) PCl ₃ | l) HCN | m) COCl ₂ |

RESPOSTAS

Fórmula molecular	N.º de pares de e ⁻ ao redor do átomo central	N.º de átomos ligados ao átomo central	Geometria molecular
H ₂	*	*	Linear
O ₂	*	*	Linear
BeCl ₂	2	2	Linear
BF ₃	3	3	Trigonal plana
CO	*	*	Linear
CH ₄	4	4	Tetraédrica
SO ₃	3	3	Trigonal
H ₂ O	4	2	Angular
NH ₃	4	3	Piramidal
PCl ₃	4	3	Piramidal
HCN	2	2	Linear
COCl ₂	3	3	Trigonal plana

POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

As moléculas podem ser classificadas quanto à sua polaridade em dois grupos: **polares** e **apolares**.

Experimentalmente, uma molécula é considerada **polar** quando se orienta na presença de um campo elétrico externo, e **apolar** quando não se orienta. O pólo negativo da molécula é atraído pela placa positiva do campo elétrico externo e vice-versa.

Teoricamente, pode-se determinar a polaridade de uma molécula pelo vetor momento dipolar resultante (μ_r), isto é, pela soma dos vetores de cada ligação polar da molécula.

Molécula apolar: $\mu_r = 0$

Molécula polar: $\mu_r \neq 0$

Para determinar o vetor μ_r devem ser considerados dois fatores:

- A escala de eletronegatividade, que nos permite determinar a orientação dos vetores de cada ligação polar;
- A geometria da molécula, que nos permite determinar a disposição espacial desses vetores.

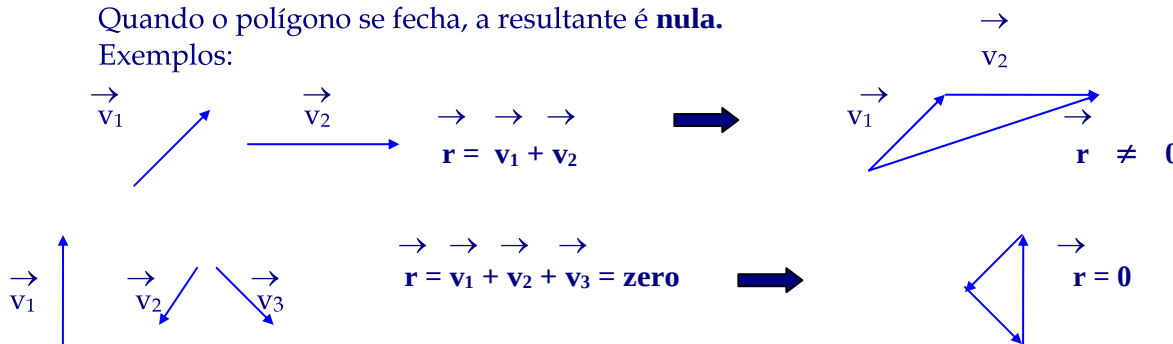
Soma de vetores

Graficamente um vetor é representado por um segmento orientado sobre uma reta que determina sua orientação. A orientação do segmento determina o sentido, e a sua medida representa o módulo do vetor.

A soma dos vetores pode ser realizada utilizando o processo poligonal. Nesse processo os vários vetores são adicionados uns após os outros, mantidas suas direções, de modo que cada vetor a ser acrescido tenha sua origem coincidindo com a extremidade do anterior. O vetor que corresponde à soma, chamado de **vetor resultante**, será representado pelo segmento orientado cuja origem coincide com a do primeiro vetor e cuja extremidade coincide com a do último vetor.

Quando o polígono se fecha, a resultante é **nula**.

Exemplos:

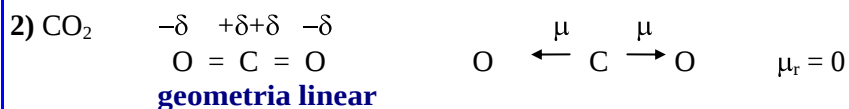


Vejamos alguns exemplos de determinação do vetor momento dipolar resultante:



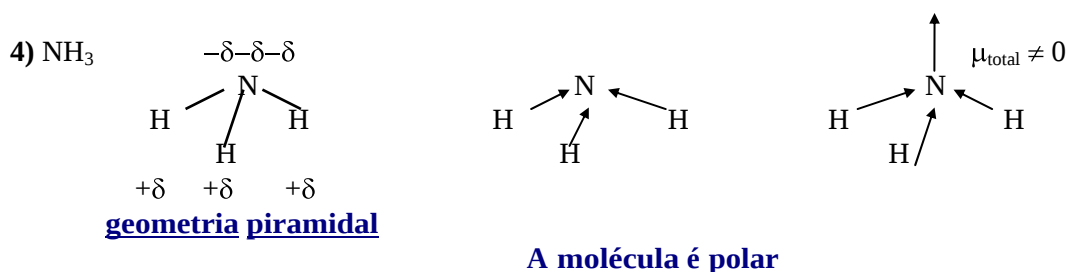
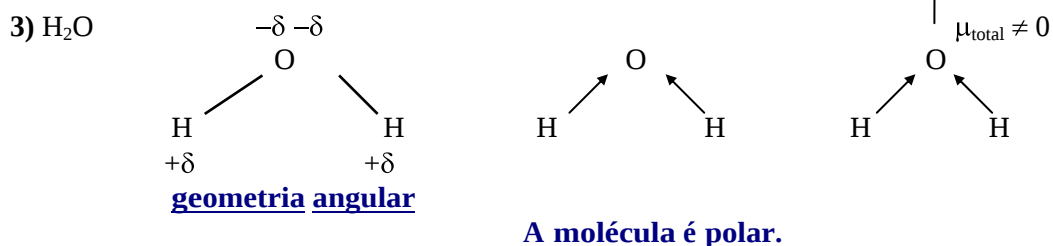
Como na molécula de HCl só existe um único vetor (μ), ele é o próprio vetor resultante (μ_r).

Assim, esta é uma **molécula polar**.



Nessa molécula, a soma dos vetores (μ) é igual a zero, pois eles apresentam mesma intensidade e sentidos contrários.

Embora as ligações nessa molécula sejam polares, ela é apolar.



Como esta molécula é formada por átomos de mesma eletronegatividade, a **ligação** entre eles é **apolar** e, sendo assim, a molécula é apolar.

Diz-se que uma molécula é polar quando $\mu_{\text{total}} \neq 0$, e que é não polar (apolar) quando $\mu_{\text{total}} = 0$. Uma molécula polar é eletricamente assimétrica (centro das cargas positivas não coincide com o centro das cargas negativas) e uma molécula apolar é eletricamente simétrica (os dois centros de carga coincidem).

Observações

- Moléculas diatômicas formadas por átomos iguais são sempre apolares. Ex: H₂, O₂, N₂, F₂,
- Moléculas diatômicas formadas por átomos diferentes são sempre polares. Ex: HF, HCl, HI
- Moléculas tetraédricas serão apolares se os quatro átomos ligantes forem iguais e serão polares se os quatro ligantes não forem todos iguais.

Ex : Apolares : CCl₄, CH₄, CF₄ Polares : CH₃Cl, CH₂Cl₂, CHCl₃

EXERCÍCIOS

1) Dê a geometria molecular das seguintes moléculas:

- a) BCl_3 b) PCl_3 c) H_2S d) CO_2 e) CBr_4

2) Assinale as moléculas do item anterior que se orientam em um campo elétrico.

3) Classifique as moléculas a seguir em polares ou apolares:

- a) Cl_2 b) F_2CCl_2 c) HBr d) HCN e) H_2O f) CS_2
g) CBr_3Cl h) P_4 i) SO_2 j) CO l) SO_3 m) PCl_3

4) Qual das moléculas tem maior momento dipolar? Justifique.

- a) H_2O ou H_2S b) CH_4 ou NH_3

5) O carbono e o silício pertencem à mesma família da tabela periódica.

a) Qual o tipo de ligação existente no composto SiH_4 ?

b) Embora a eletronegatividade do silício seja 1,7 e a do hidrogênio 2,1, a molécula do SiH_4 é apolar. Por quê?

As questões de números 6 a 9 são do tipo associação:

- (a) Molécula polar, linear (b) Molécula apolar, linear
(c) Molécula polar, angular (d) Molécula tetraédrica, não polar
(e) Molécula tetraédrica, polar

6) Acetileno : $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$

7) Sulfeto de hidrogênio : H_2S

8) clorofórmio : CHCl_3

9) Iodeto de hidrogênio : HI

10) Uma molécula diatômica polar deve ser necessariamente:

- a) de uma substância simples b) constituída por átomos diferentes
c) de um composto iônico d) formada por átomos unidos por ligação pi
e) formada através de uma ligação do tipo sigma entre orbitais p

RESPOSTAS

- 1) a) Trigonal plana b) Pirâmide trigonal
c) Angular d) Linear e) Tetraédrica

- 2) b) PCl_3 c) H_2S

- 3) a) apolar b) polar c) polar
d) polar e) polar f) apolar
g) polar h) apolar i) póla
j) polar l) apolar m) polar

- 4) a) H_2O - maior diferença de eletronegatividade
b) NH_3 - geometria piramidal (CH_4 é apolar)

- 5) a) Ligação covalente polar.
b) Porque o vetor momento dipolar resultante é nulo. (Molécula tetraédrica com 4 átomos iguais ligados ao átomo central)

6) (b) Molécula apolar, linear

7) (c) Molécula polar, angular

8) (e) Molécula tetraédrica, polar

9) (a) Molécula polar, linear

10) (b) constituída por átomos diferentes

CAPÍTULO 12

FORÇAS INTERMOLECULARES

Nos agregados iônicos, os íons estão presos por forças de coesão, de caráter elétrico, responsáveis pela natureza sólida e pelos altos pontos de fusão e de ebulição que caracterizam os agregados.

Os compostos covalentes, no entanto, aparecem nos três estados físicos. Nas substâncias covalentes gasosas, a separação entre as moléculas é muito grande, evidenciando forças de coesão muito fracas e por isso mesmo, fáceis de serem rompidas. Nos líquidos, a coesão é mais intensa: as moléculas nem estão totalmente presas, nem se separam, mas deslizam umas sobre as outras. Nos sólidos, a coesão é maior ainda: as moléculas não se movimentam umas sobre as outras.

Mas, que forças mantêm as moléculas unidas nos três estados físicos? Essas forças são chamadas de **forças (interações ou ligações) intermoleculares**.

Para que haja uma mudança de estado nos compostos moleculares é necessário afastar as moléculas umas das outras e, para que isso ocorra, devemos considerar dois fatores:

a) A massa das moléculas

Tanto na fusão como na ebulição, há um afastamento parcial ou total entre as moléculas. Esse afastamento será facilitado **quanto mais leves forem as moléculas**, já que moléculas menores(menos prótons, menos massa) interagem menos intensamente umas com as outras. Isso explica, pelo menos em princípio, por que o O_2 é gasoso e o S_8 é sólido.

Há casos, entretanto, de moléculas com massas muito semelhantes, cujo comportamento difere completamente. A água (H_2O) e o neônio (Ne), por exemplo, têm moléculas com massas bastante próximas; no entanto, a água é líquida e o Ne é gás. Esse comportamento sugere que explicar aumentos no ponto de fusão e ebulição apenas em função da massa não é suficiente.

b) As forças intermoleculares

Considerando-se moléculas cujas massas possuam valores próximos, **quanto maior for a intensidade das forças intermoleculares**, maior será a energia necessária para provocar a mudança de estado e, conseqüentemente, **maiores serão os PF e PE dos compostos moleculares**.

Atenção

Durante a mudança de estado de uma substância molecular ocorre simplesmente o **afastamento das moléculas**, ou seja, **somente as forças intermoleculares são rompidas**.

As forças intermoleculares são genericamente denominadas **forças de van der Waals** em homenagem ao físico holandês **Diderik van der Waals** que, em 1873, propôs sua existência.

As atrações existem tanto em substâncias formadas por moléculas polares como por moléculas apolares, mas nessas últimas a explicação foi dada por **Fritz London** apenas em 1930.

TIPOS DE FORÇAS INTERMOLECULARES

Forças dipolo permanente - dipolo permanente ou dipolo-dipolo

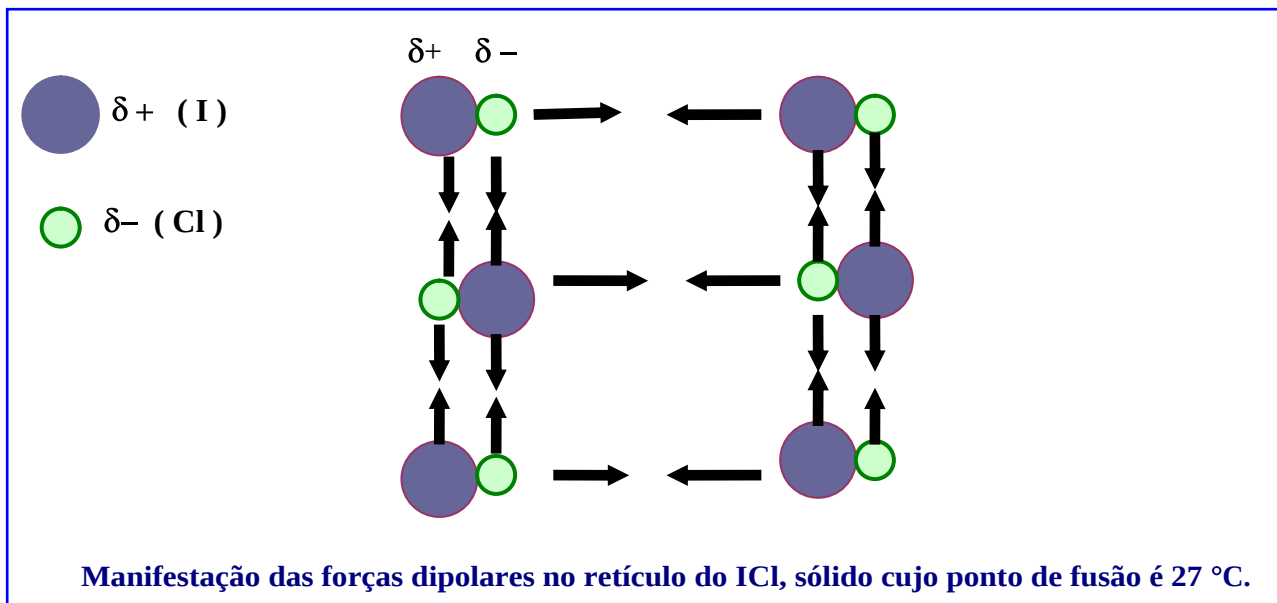
Esse tipo de força intermolecular é característico de **moléculas polares**.

Quando moléculas polares se aproximam surgem forças de atração eletrostática entre elas.

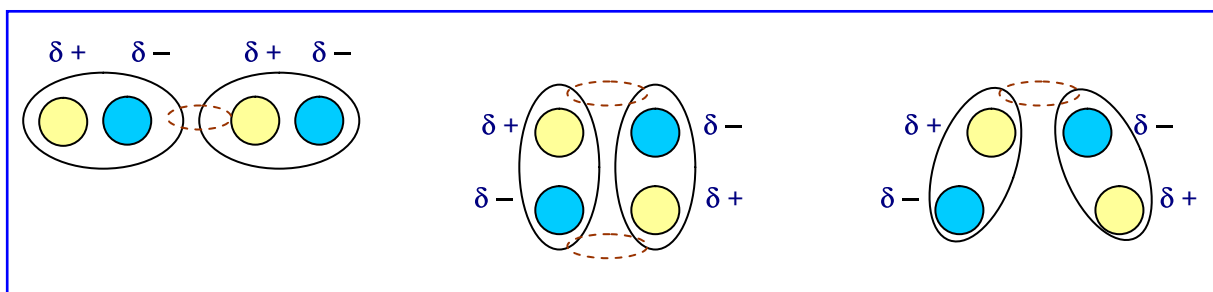
A extremidade positiva de uma molécula tende a atrair a extremidade negativa da outra, contribuindo assim para o aumento dos pontos de fusão e de ebulição da substância, já que será necessário vencer esta

atração para afastar as moléculas. Essa interação, chamada dipolo-dipolo, embora de natureza muito mais fraca do que a que se verifica entre íons, explica a diferença entre os pontos de fusão e ebulição de substâncias com massas próximas.

Quanto maior for o momento dipolar, maior a força de atração.



É importante notar que as forças dipolo-dipolo são direcionais, orientando os dipolos espacialmente.



Forças dipolo induzido - dipolo induzido

(Forças de van der Waals ou Forças de dispersão de London)

De que maneira substâncias apolares gasosas, como o nitrogênio, os gases nobres, o hidrogênio, conseguem ser líquidas e, em muitos casos, até solidificadas? Que tipo de forças mantêm essas moléculas unidas umas às outras nos estados líquido e sólido, já que sendo apolares praticamente não há interação entre elas?

Para efeito de raciocínio, tomemos o gás argônio, formado em situação normal por moléculas monoatômicas (cada átomo constitui uma molécula), no estado gasoso (as moléculas se deslocam individualizadas e livres, em movimento caótico). Ao baixar progressivamente a temperatura, a energia das moléculas diminui, assim como a distância entre elas. À medida que a aproximação aumenta, intensifica-se a interação entre as moléculas: o núcleo de uma atrai os elétrons de outra e vice-versa. A situação de equilíbrio é atingida quando a atração dos núcleos pelos elétrons é equilibrada pela repulsão entre os núcleos e entre as nuvens eletrônicas. A deformação momentânea das nuvens eletrônicas gera a formação de um pequeno dipolo (**dipolo instantâneo**) na molécula apolar que, por sua vez, provoca o aparecimento de **um dipolo induzido**, também instantâneo, na molécula vizinha. Surgem então as forças atrativas do tipo **dipolo induzido-dipolo induzido**. Essas forças são chamadas **forças de dispersão de London ou forças de van der Waals**.

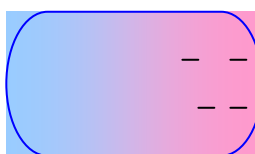
A interação descrita produz deformações nas nuvens eletrônicas, que tendem a ser tanto maiores quanto maiores forem as nuvens. Com efeito, os elétrons mais externos estão sob menor efeito do núcleo, sendo mais suscetíveis à polarização, o que facilita a deformação da nuvem eletrônica. Por isso mesmo, as moléculas mais pesadas (possuem maior número de elétrons) tendem a sofrer maior deformação, e, conseqüentemente, as forças de London serão mais intensas.

Atenção

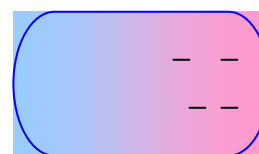
Apesar de serem a explicação para a atração que ocorre entre moléculas apolares, as forças de dispersão de London ocorrem em todos os tipos de moléculas, mesmo as que possuem atração dipolo-dipolo e contribuem de maneira muito significativa na interação entre as moléculas.



Molécula apolar isolada



Dipolos induzidos (instantâneos)



Distorção da nuvem eletrônica das moléculas apolares.

Formação de dipolos induzidos

Ligações de hidrogênio ou pontes de Hidrogênio

Nossa linha de raciocínio nos reserva algumas surpresas. Nos compostos formados entre o hidrogênio e os halogênios (HF, HCl, HBr e HI), por exemplo, todos polares, a massa da molécula aumenta do HF para o HI; logo, seria de esperar que o ponto de fusão e o de ebulição também aumentassem nessa ordem. Experimentalmente, porém, observa-se que do HCl ao HI o comportamento é o esperado, mas o HF, apesar de ter menor massa, é o que possui maiores constantes físicas. Observa-se a mesma irregularidade na série H₂O, H₂S, H₂Se e H₂Te e na série NH₃, PH₃, AsH₃ e SbH₃. Na série CH₄, SiH₄, GeH₄ e SnH₄ o comportamento observado é o esperado (aumento da massa, aumento das constantes físicas).

Pontos de ebulição (°C)		
HF	* 20	
HCl	- 85	
HBr	- 67	
HI	- 35	↓
H ₂ O	* 100	
H ₂ S	- 61	
H ₂ Se	- 42	
H ₂ Te	- 2	↓
NH ₃	* - 33	
PH ₃	- 87	
AsH ₃	- 55	
SbH ₃	- 17	↓
CH ₄	- 161	
SiH ₄	- 112	
GeH ₄	- 90	
SnH ₄	- 52	↓

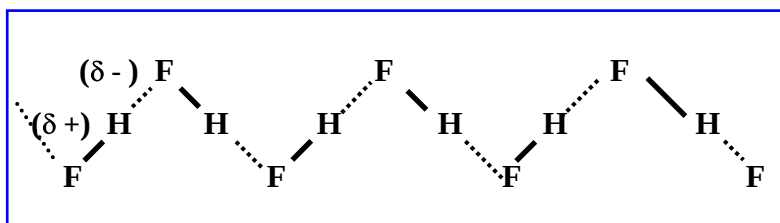
Como explicar essas alterações? Verificou-se que esse fenômeno ocorre sempre que o hidrogênio se liga a elementos muito eletronegativos, como o **flúor**, o **oxigênio** e o **nitrogênio**, pois, nesses casos, o par de elétrons compartilhado encontra-se muito afastado do hidrogênio e muito próximo do não-metal, o que faz aparecer no hidrogênio uma alta densidade de carga polarizada positiva. Essa carga leva o hidrogênio a exercer uma atração sobre um segundo átomo, bastante polarizado negativamente. **Ou seja, o hidrogênio de uma molécula atrai a parte negativa da outra molécula.**

Pode-se dizer então que quando ligado a um elemento fortemente negativo (A), o hidrogênio pode apresentar uma segunda ligação, mais fraca que a anterior, com um segundo átomo B. Essa segunda ligação é dita então **ligação de hidrogênio** e representada com um traço descontinuo.



Como o hidrogênio funciona como uma “ponte” entre os dois átomos bastante eletronegativos esse tipo de interação é chamado também de **pontes de hidrogênio**.

No caso do HF (líquido ou sólido) a ligação de hidrogênio forma-se devido a uma forte atração entre o $H^{\delta+}$ de uma molécula com o $F^{\delta-}$ da molécula vizinha:



As ligações estabelecidas através de pontes de hidrogênio têm caráter elétrico mais intenso que uma ligação dipolo-dipolo. A intensidade maior explica que se gaste mais energia na fusão e na ebulição e, portanto, justifica o comportamento anômalo (mesmo com a menor massa e consequentemente uma força de dispersão de London menor, as moléculas de HF estão fortemente atraídas por pontes de hidrogênio).

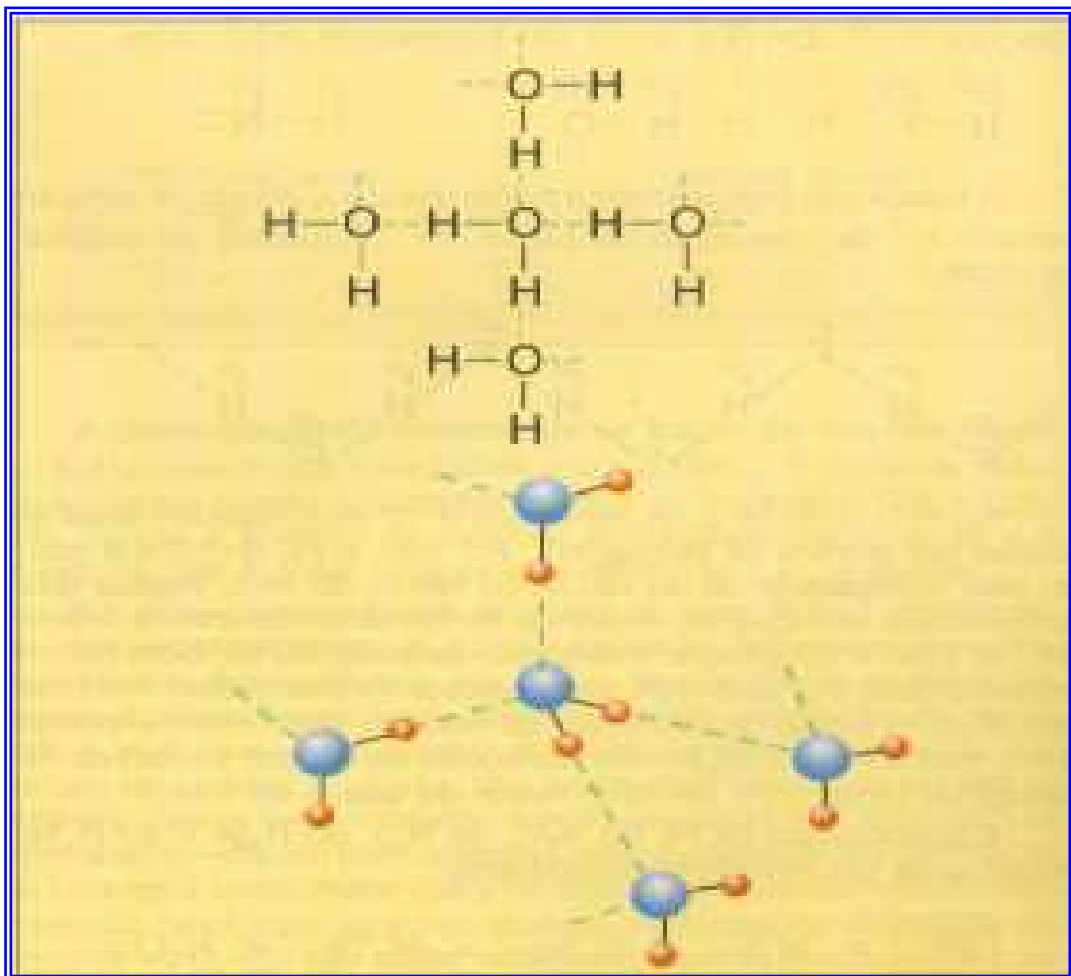
Fenômeno semelhante serve de explicação para o comportamento observado para a água (H_2O) e a amônia (NH_3) onde o hidrogênio está ligado a átomos fortemente eletronegativos e pequenos (os menores de seus respectivos grupos).

Observação

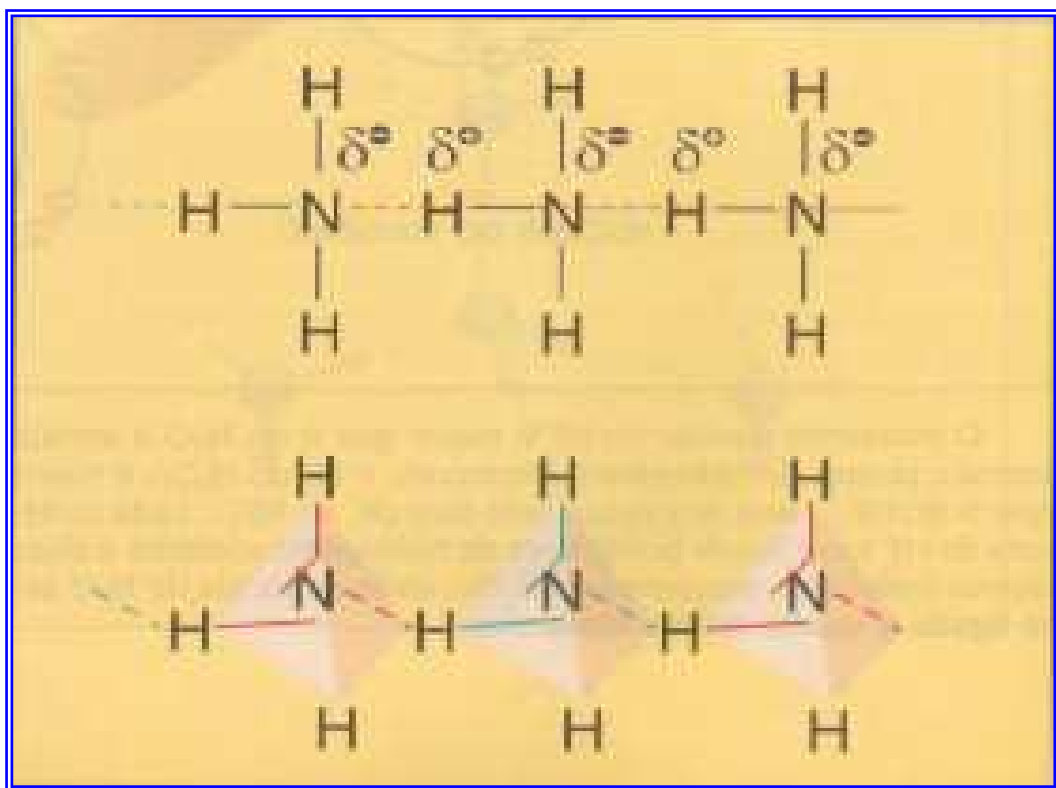
O cloro apresenta a mesma eletronegatividade do nitrogênio possuindo, no entanto fraca capacidade de ligação hidrogênica, fato que deve ser atribuído ao seu grande tamanho quando comparado com o nitrogênio, de modo que a atração eletrostática é fraca.

As pontes de hidrogênio são responsáveis pela estrutura aberta, hexagonal, que existe na água sólida (gelo), fator que determina a menor densidade desta em relação à água líquida. Na fusão do gelo, são rompidas muitas das pontes de hidrogênio do retículo cristalino. As cadeias de moléculas de água (H_2O)_n, separadas do retículo, agora não têm posição geometricamente determinada no espaço e podem acomodar-se aleatoriamente, ocupando um volume menor. Por isso, o gelo flutua (mesma massa ocupando um volume maior).

No gelo, cada átomo de oxigênio está no centro e nos vértices de um tetraedro imaginário e, entre cada dois átomos de oxigênio, sendo um do centro e outro do vértice do tetraedro, está localizado um átomo de H, ligado a um dos O por ligação covalente e ao outro por ligação de hidrogênio. Nessa estrutura as moléculas de água ligadas entre si formam ciclos hexagonais. Na água líquida, a estrutura é menos regular, porque as moléculas estão em contínuo movimento, o que faz as pontes de hidrogênio serem continuamente rompidas e formadas. Contudo, a constituição das pontes de hidrogênio na água líquida e no gelo ocorre da mesma maneira.



Formação de pontes de hidrogênio na água



Formação de pontes de hidrogênio na amônia

O momento dipolar do ácido fluorídrico (HF) é maior que o da água (H₂O) e ambos formam pontes de hidrogênio; entretanto, o PE da água é maior que o do HF. Isso se explica pelo fato de, no HF líquido, cada molécula estar ligada por pontes de hidrogênio somente a duas outras moléculas, enquanto na água líquida cada molécula de H₂O está ligada a quatro outras moléculas.

As ligações de hidrogênio também proporcionam um comportamento bastante peculiar nos líquidos que a possuem, pois intensificam a atração entre as moléculas na superfície do líquido, denominada tensão superficial.



Algumas substâncias conhecidas, que possuem ligações O - H, também formam pontes de hidrogênio entre suas moléculas: o etanol (C₂H₅- O- H), conhecido como álcool etílico; o ácido sulfúrico (H₂SO₄); o ácido acético (CH₃- COOH), presente no vinagre, etc.

As proteínas têm ligações covalentes N- H em suas moléculas e, através delas, formam-se pontes de hidrogênio que mantêm a sua estrutura em forma de hélice.

Como regra, as pontes de hidrogênio só existem nos estados líquido e sólido. Na passagem do estado líquido para o estado gasoso, são rompidas as pontes e as moléculas separam-se uma das outras. Em alguns casos, porém, essas pontes de hidrogênio em parte são mantidas no estado gasoso. Assim, no HF_(g), nas condições ambientes, temos moléculas (HF)₁, (HF)₂, (HF)₃, ... até (HF)₆. Com a elevação da temperatura do HF_(g), vão-se quebrando essas pontes e, acima de 88°C, temos somente moléculas (HF)₁.

Resumindo

Dois fatores influem nos PF e PE:

- **Tipo de força intermolecular:** Quanto mais intensas as atrações intermoleculares, maiores os seus PF e PE.
- **Tamanho das moléculas:** Quanto maior for o tamanho de uma molécula, maior será a sua superfície, o que propicia um maior número de interações com as moléculas vizinhas, acarretando PF e PE maiores.

Para comparar os pontos de fusão e ebulição de diferentes substâncias, devemos considerar esses dois fatores:

- Em moléculas com tamanhos aproximadamente iguais: Quanto maior a intensidade da interação, maiores os PF e PE.

Ordem crescente de intensidade de interação

dipolo induzido-dipolo induzido < dipolo-dipolo < pontes de hidrogênio

- Em moléculas com mesmo tipo de interação: Quanto maior o tamanho da molécula, maiores os PF e PE.

Solubilidade

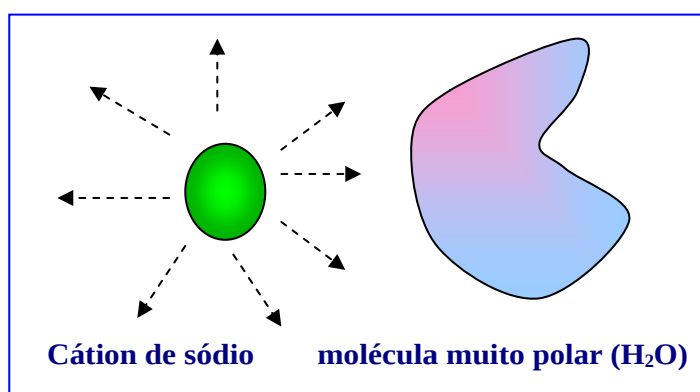
O fenômeno da dissolução é fundamentalmente um processo físico-químico, **dependendo, em grande extensão, das forças de coesão que ligam:**

- ✓ **As moléculas do solvente.**
- ✓ **As partículas do soluto.**
- ✓ **As moléculas do solvente e as partículas do soluto.**

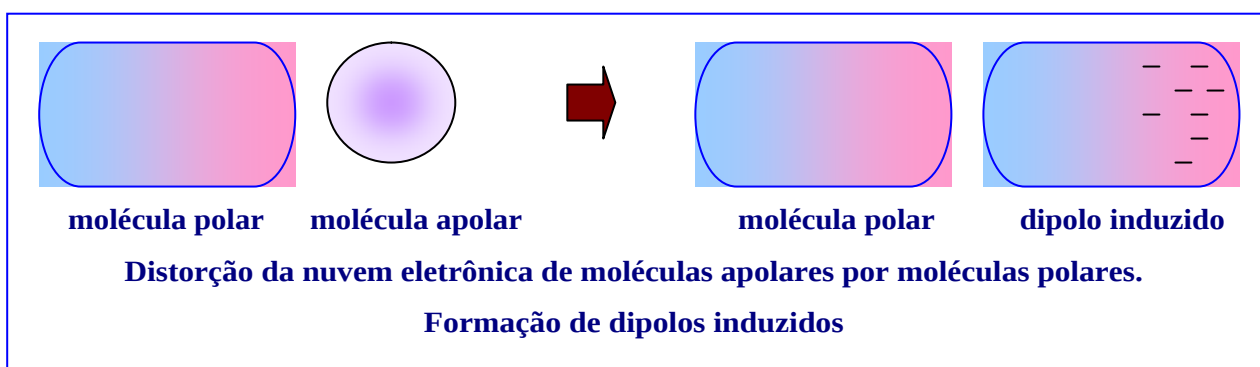
Quando estudamos as forças de van der Waals, vimos apenas aquelas que ocorrem entre moléculas do mesmo tipo, pois estávamos considerando a interação existente entre moléculas de uma substância pura.

Além dessas, existem outros tipos de interações possíveis entre moléculas com polaridades diferentes ou de moléculas com íons. Vejamos:

Forças íon-dipolo: quando um dipolo elétrico, por exemplo, a molécula de água, sofre a influência do campo elétrico gerado por um íon, por exemplo, o cátion de sódio (Na^+), ele irá alinhar-se ao campo e manter-se unido à fonte geradora. Ou seja, nesse caso, o oxigênio da água, onde está localizada a carga parcial negativa, une-se ao cátion de sódio e os hidrogênios afastam-se o máximo possível.



Forças dipolo permanente-dipolo induzido: Quando uma molécula apolar se aproxima de outra polar ocorre uma distorção da sua nuvem eletrônica gerando um dipolo elétrico. Entre este dipolo formado, conhecido como dipolo induzido e o indutor, ocorre então o surgimento de forças de atração semelhantes as verificadas entre moléculas polares.



Visto isto, fica fácil perceber que existem diversas possibilidades de interação entre solutos e solventes e que a insolubilidade plena não existe na natureza.

Embora não seja possível prever com precisão absoluta quando uma substância é solúvel em outra, podemos estabelecer genericamente que:

A dissolução ocorre com facilidade, quando as forças de ligação entre as moléculas do solvente, de um lado, e entre as partículas do soluto, de outro, são do mesmo tipo e magnitude.

Uma substância é solúvel em outra que lhe é semelhante, interpretando esta semelhança do ponto de vista estrutural, de polaridade e caráter das forças intermoleculares.

Assim, um composto polar é solúvel em solvente polar.

Exemplo:

HCl, NH₃, H₂SO₄ são solúveis em água.

Um composto não polar é solúvel em solvente não polar.

Exemplo:

I₂, benzeno são solúveis em CCl₄ (tetracloreto de carbono)

Principais solventes

Água (H₂O)

Não resta a menor dúvida de que a água é o mais importante dos solventes polares, sendo conhecida como **solvente universal**. A água consegue dissolver tanto substâncias iônicas, que são sempre polares, como também substâncias moleculares polares.

Derivados do petróleo

Os derivados de petróleo são misturas de substâncias cujas moléculas são formadas por carbono e hidrogênio, denominadas **hidrocarbonetos**.

Quando ocorre vazamento de petróleo no mar, ele não se dissolve na água; portanto, os componentes da mistura petróleo são apolares.

Alguns dos derivados mais comuns do petróleo são: querosene, benzina, gasolina, óleo diesel e óleo lubrificante. Todos eles, por serem apolares, são miscíveis entre si e dissolvem outras substâncias apolares.

Outros solventes

O álcool comum e a acetona são solventes polares bastante utilizados no dia-a-dia, enquanto o tetracloreto de carbono (CCl₄) é um solvente apolar.

O álcool comum, conhecido por etanol ou álcool etílico, no Brasil é obtido a partir da cana-de-açúcar e possui um comportamento interessante: dissolve-se tanto na água quanto na gasolina. Isso nos permite concluir que ele deve apresentar características polares, como as da água, e características apolares, como as da gasolina.

Experimentalmente, verifica-se que a interação álcool - água é mais intensa que a interação álcool - gasolina, ou seja, o etanol apresenta um caráter polar mais acentuado. Esse fenômeno ocorre também em outras substâncias, por exemplo, sabões e detergentes, que se dissolvem tanto em água como em óleo.

Caso dos álcoois R - OH

Álcoois são substâncias orgânicas (formadas por carbono) que possuem o grupo OH ligado a uma cadeia carbônica (**R**). Ex: CH₃OH (metanol), C₂H₅OH(etanol), C₃H₇OH(propanol).

A água e o grupo hidroxila são polares, enquanto o grupo **R** é apolar.

Nos álcoois com 1, 2 e 3 átomos de carbono, o grupo hidroxila é percentualmente importante na molécula, resultando que esses álcoois são miscíveis com água, através de pontes de hidrogênio.

A partir do álcool com 4 átomos de carbono, o grupo **R** começa a ser a característica dominante na molécula e a solubilidade diminui.

Um composto com dois grupos (OH) é mais solúvel em água que um que apresente apenas um grupo (OH), mesmo que apresentem massas próximas (maior possibilidade de formação de pontes de hidrogênio).

Sabões

Sabões são sais de ácidos graxos (ácidos orgânicos que possuem cadeia carbônica longa). Exemplo: $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COO}^-\text{Na}^+$ – palmitato de sódio (sal derivado do ácido palmítico).

Os sabões têm a propriedade de emulsionar óleos e gorduras em água.

Adicionando sabão em uma mistura de óleo e água, a extremidade polar do sabão se dissolve na água (polar) enquanto a extremidade apolar se dissolve no óleo (apolar). O mesmo raciocínio é aplicado aos detergentes que, embora possuam uma estrutura química diferente dos sabões, também possuem uma parte polar e outra apolar.

EXERCÍCIOS

1) Considere as substâncias O_2 , HCl , H_2O , NH_3 , $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ no estado sólido ou líquido. Indique o tipo de força intermolecular predominante em cada uma delas.

2) No processo de ebulição do hidrogênio (H_2), são rompidas:

- a) ligações covalentes
- b) pontes de hidrogênio
- c) ligações covalentes e pontes de hidrogênio
- d) forças dipolo induzido
- e) forças dipolo induzido e ligações covalentes

3) Dadas as substâncias:

I - CH_4

II - C_3H_8

III - C_5H_{10}

IV - C_2H_6

podemos afirmar que apresenta o maior ponto de ebulição :

- a) I
- b) II
- c) III
- d) IV
- e) Todas têm o mesmo PE

4) Os pontos de ebulição da água, amônia e metano seguem a ordem $\text{H}_2\text{O} > \text{NH}_3 > \text{CH}_4$. Explique essa seqüência, considerando os tipos de forças intermoleculares e suas intensidades.

5) A tensão superficial, que provém das forças de atração intermoleculares, é maior na água ou no éter etílico ? Por quê?

Dado: éter etílico: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

6) O congelamento da água nas superfícies dos lagos em países frios ocorre pela:

- a) ruptura de ligações intermoleculares
- b) ruptura de ligações intramoleculares
- c) formação de ligações intermoleculares
- d) formação de ligações intramoleculares
- e) formação de ligações intermoleculares e intramoleculares

7) Considere um mecânico com as mãos sujas de graxa (derivado de petróleo). O melhor solvente para remoção desta graxa é:

- a) água
- b) água com sal (salmoura)
- c) vinagre
- d) gasolina
- e) álcool comum

8) Se uma solução que contém iodo (I_2) manchar uma camiseta branca de algodão, o procedimento correto para retirar a mancha de iodo consiste em, antes da lavagem, aplicar sobre o local da mancha:

- a) clorofórmio ou tetracloreto de carbono
- b) vinagre ou suco de limão
- c) talco (silicato de magnésio)
- d) farinha de trigo ou amido
- e) água ou álcool

9) Qual das afirmações a seguir é incorreta?

- a) A molécula H_2 é apolar.
- b) O C_6H_6 é pouco solúvel em H_2O

c) O etanol é bastante solúvel em água

d) A amônia é covalente apolar

e) A molécula da água é polar

10) De um modo geral, o ponto de ebulição dos compostos orgânicos cresce com o aumento da massa molecular, o que não acontece com os compostos do quadro a seguir:

Composto	Massa molecular	Ponto de ebulição (°C)
HO — CH ₂ — CH ₂ — OH	62	198
HO — CH ₂ — CH ₂ — OCH ₃	76	125
H ₃ CO — CH ₂ — CH ₂ — OCH ₃	90	83

Explique a diminuição do ponto de ebulição com o aumento da massa molecular nos compostos mencionados.

11) Dados os sistemas abaixo, em qual (is) ocorre dissolução?

Sistemas	Solvente	Soluto
I	H ₂ O	I ₂
II	H ₂ O	NaCl
III	H ₂ O	Gasolina
IV	CCl ₄	I ₂
V	CCl ₄	NaCl
VI	CCl ₄	Gasolina

12) Que tipo de força intermolecular existe nas substâncias:

a) Xenônio líquido

b) Cloreto de hidrogênio (HCl) líquido

c) Fluoreto de hidrogênio (HF) líquido

d) Gelo seco (CO₂ sólido)

e) Gelo comum

13) Não pode formar ponte de hidrogênio entre suas moléculas:

a) H₃COH

b) NH₃

c) H₂O

d) H₃C — O — CH₃

e) H₃CCOOH

14) Julgue os itens.

a) A água seria gás, à temperatura ambiente, se suas moléculas fossem lineares.

b) A molécula CF₄ é apolar, embora as ligações C — F sejam polares.

c) As espécies NH₃ e NH₄⁺ têm a mesma geometria.

d) O CH₄ é menos solúvel em CCl₄ do que em CHCl₃.

e) No estado líquido, há fortes interações entre as moléculas do ácido acético (CH₃COOH)

15) Explique a ação de "limpeza" de um sabão sobre as gorduras.

RESPOSTAS

- 1) O_2 - dipolo induzido
HCl - dipolo-dipolo
 H_2O - pontes de hidrogênio
 NH_3 - pontes de hidrogênio
 H_3C-NH_2 - pontes de hidrogênio
 C_2H_5OH - pontes de hidrogênio
- 2) d) forças dipolo induzido
- 3) c) III
- 4) H_2O e NH_3 - pontes de hidrogênio, sendo que na água é mais intensa devido a uma maior diferença de eletronegatividade.
 CH_4 - dipolo induzido
- 5) Na água, que tem pontes de hidrogênio como força intermolecular. O éter etílico é apolar, possuindo interações do tipo dipolo induzido.
- 6) c
- 7) d
- 8) a
- 9) d
- 10) $HO-CH_2-CH_2-OH$ e $HO-CH_2-CH_2-OCH_3$ - No 1.º caso há mais pontes
 $H_3CO-CH_2-CH_2-OCH_3$ - dipolos permanentes
- 11) II, IV e VI
- 12) a) dipolo induzido
b) dipolo-dipolo
c) pontes de hidrogênio
d) dipolo induzido
e) pontes de hidrogênio
- 13) d) $H_3C-O-CH_3$
- 14) a) Verdadeiro. Nesse caso, ela seria apolar.
b) Verdadeiro. O momento dipolar resultante é igual a zero.
c) Falso. O NH_3 é piramidal (pirâmide trigonal) e o NH_4^+ é tetraédrico.
d) Falso. O CH_4 e o CCl_4 são apolares e, portanto miscíveis entre si, enquanto o $CHCl_3$ é polar (embora em pequena intensidade).
e) Verdadeiro. Há formação de pontes de hidrogênio.
- 15) A parte apolar do sabão se liga à gordura e a parte polar se liga à água, formando assim uma emulsão. O sabão se comporta como uma "ponte" que liga a gordura à água.

EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

Preencha o quadro conforme os exemplos:

Subst.	Molec. ou iônica	Fórmula estrutural	Nox	Se for molecular:		Força intermolecular
				Geometria da molécula	Polar ou não	
H ₂ Se	Molec.	H – Se – H	H: + 1 Se: – 2	angular	polar	Dipolo-dipolo
Na ₂ S	iônica	Na ⁺ ₂ S ²⁻	Na: + 1 S: – 2	-----	-----	A força de atração é iônica
PCl ₃						
BeCl ₂						
Cl ₂						
COCl ₂						
HBr						
MgI ₂						
H ₂ SO ₄						
BF ₃						
HNO ₃						
CCl ₄						
H ₂ O						
C ₂ H ₅ OH						

RESPOSTAS

Subst.	Molec. ou iônica	Fórmula estrutural	Nox	Se for molecular:		Força intermolecular
				Geometria da molécula	Polar ou não	
PCl ₃	Molec.	$\begin{array}{c} \text{Cl} - \text{P} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	P: + 3 Cl: - 1	piramidal	polar	Dipolo-dipolo
BeCl ₂	Molec.	Cl — Be — Cl	Be: + 2 Cl: - 1	linear	apolar	Dipolo induzido (forças de London)
Cl ₂	Molec.	Cl — Cl	<u>Cl</u> : zero	linear	apolar	Dipolo induzido (forças de London)
COCl ₂	Molec.	$\begin{array}{c} \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\ \\ \text{O} \end{array}$	C: +4 Cl: -1 O: - 2	Trigonal plana	polar	Dipolo-dipolo
HBr	Molec.	H — Br	H: +1 Br: - 1	linear	polar	Dipolo-dipolo
MgI ₂	Iônica	Mg ²⁺ I ⁻ ₂	Mg: + 2 I: - 1	-----	-----	A força de atração é iônica
H ₂ SO ₄	Molec.	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \uparrow \\ \text{H} - \text{O} - \text{S} - \text{O} - \text{H} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$	S: + 6 H: +1 O: - 2	Tetraédrica	polar	Pontes de hidrogênio
BF ₃	Molec.	$\begin{array}{c} \text{F} - \text{B} - \text{F} \\ \\ \text{F} \end{array}$	B: + 3 F: - 1	Trigonal plana	apolar	Dipolo induzido (forças de London)
HNO ₃	Molec.	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O} \\ \downarrow \\ \text{O} \end{array}$	N: + 5 H: +1 O: - 2	Trigonal plana	polar	Pontes de hidrogênio
CCl ₄	Molec.	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	C: + 4 Cl: - 1	Tetraédrica	apolar	Dipolo induzido (forças de London)
H ₂ O	Molec.	H — O — H	H: +1 O: - 2	Angular	polar	Pontes de hidrogênio
C ₂ H ₅ OH	Molec.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} - \text{C}_1 - \text{C}_2 - \text{O} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	C ₁ : - 3 C ₂ : - 1 H: +1 O: - 2	Tetraédrica	polar	Pontes de hidrogênio

CAPÍTULO 16

LIGAÇÃO METÁLICA

Os metais apresentam algumas propriedades completamente diferentes daquelas apresentadas por outras substâncias. Os metais, em sua maioria, são sólidos à temperatura ambiente (25 °C), com exceção do mercúrio (Hg), que é líquido, e têm brilho característico denominado **aspecto metálico**, com cor prateada, à exceção do cobre (Cu) e do ouro (Au), que são respectivamente avermelhado e dourado.

Na sua grande maioria, os metais são bons condutores de calor e de eletricidade, tanto quando se apresentam no estado sólido como quando fundidos (líquidos).

Experiências com raios X levam a crer que os retículos cristalinos dos metais sólidos consistem em um agrupamento de cátions fixos, rodeados por um verdadeiro “mar” de elétrons. Esses elétrons são provenientes da camada de valência dos respectivos átomos e não são atraídos por nenhum núcleo em particular: eles são **deslocalizados**. Esses elétrons ocupam o retículo cristalino do metal por inteiro e a liberdade que têm de se moverem através do cristal é responsável pelas propriedades que caracterizam os metais.

As forças de atração entre os elétrons livres e os cátions determinam a forma rígida e cristalina dos metais, conferindo-lhes altos pontos de fusão e de ebulição. A prata (Ag), por exemplo, funde a 962 °C e o ouro (Au) a 1064 °C. No mercúrio, essas forças são fracas, por isso ele se apresenta no estado líquido a temperatura ambiente. Fato semelhante ocorre com o metal cério (Ce), que, embora sólido à temperatura ambiente, com ligeiro atrito dos dedos de uma pessoa sobre sua superfície passa ao estado líquido. Isso ocorre porque seu ponto de fusão é de 28,5 °C, inferior à temperatura do corpo humano (36,5 °C).

As ligações metálicas, muito diferentes das iônicas e covalentes, não têm representação eletrônica e sua representação estrutural depende de um conhecimento mais profundo dos retículos cristalinos. Os metais em geral são representados por seus símbolos, sem indicação da quantidade de átomos envolvidos, que é muito grande e indeterminada.

Uma lâmina, barra ou fio de cobre é constituído por inúmeros cátions de cobre cercados por um “mar” de elétrons e é representado simplesmente por Cu, que é o símbolo do elemento.

Os metais são muito utilizados em nosso cotidiano. Por exemplo: o cobre, de cor avermelhada, é muito utilizado em fios elétricos, utensílios de cozinha; o ferro é comumente usado em estruturas de prédios, no interior das colunas de concreto e o alumínio é utilizado para fazer painéis e fabricar ligas leves, como as utilizadas em alguns motores de automóveis.

Nos retículos cristalinos dos metais, cada átomo está circundado por 8 ou 12 outros átomos. Como o conjunto é formado por átomos do mesmo elemento, as atrações são iguais em todas as direções. Essa estrutura permite explicar duas propriedades características dos metais: a capacidade de produzir lâminas (maleabilidade) e fios (ductibilidade).

Com a aplicação de uma pressão adequada em determinada região da superfície do metal, provocamos um deslizamento das camadas de átomos, produzindo lâminas ou fios.

A alta condutividade elétrica dos metais é justificada pela presença do “mar” de elétrons deslocalizados que, quando sujeitos à aplicação de certa voltagem externa, dirigem-se ao pólo positivo dessa fonte externa. Esse movimento de elétrons, na verdade, é o que chamamos de **corrente elétrica**.

Formação de ligas metálicas

Ligas metálicas:

Materiais com propriedades metálicas, que contêm dois ou mais elementos, sendo que pelo menos um deles é metal.

As propriedades de uma liga normalmente são diferentes das propriedades dos seus elementos constituintes, quando analisados separadamente. As ligas metálicas possuem algumas características que os metais puros não apresentam e por isso são produzidas e muito utilizadas. Veja os exemplos:

- **Diminuição do ponto de fusão:** Liga de metal fusível.

Constituição: Bi, Pb, Sn e Cd.

Uso: em fusíveis elétricos que se fundem e se quebram, interrompendo a passagem de corrente elétrica.

- **Aumento da dureza:** Liga de ouro de joalheria.

Constituição: Au, Ag e Cu.

Uso: na manufatura de jóias e peças de ornamento.

- **Aumento da resistência mecânica :**

Constituição: Fe e C

Uso: na fabricação de peças metálicas que sofrem tração elevada, principalmente em estruturas metálicas.

Ligas comuns no cotidiano:

Aço inox: liga de **Fe**, **C**, **Cr** e **Ni** usada em talheres, peças de carro, brocas, etc.

Latão: Liga de **Cu** e **Zn** usada na produção de tubos, armas, torneiras, instrumentos musicais.

Bronze: liga de **Cu** e **Sn** usada na produção de sinos, medalhas, moedas, estátuas.

Amálgama: liga de **Hg**, **Ag** e **Sn** usada em obturações.

Solda: liga de **Pb** e **Sn** usada por funileiros e eletricitistas

A liga de **Al** e **Ti** é usada na indústria aeronáutica.

COMPARANDO LIGAÇÕES

Tipos de substâncias	Natureza da ligação		Estado físico	PF e PE	Dureza	Solubilidade	Condução de corrente elétrica	Ex:
	Intramolecular	Intermolecular						
Iônicas	Atrações e repulsões eletrostáticas (entre os íons)	Atrações e repulsões eletrostáticas (entre os íons)	Sólidos formados por retículos cristalinos constituídos por íons e elétrons	Bastante altos	Duros, mas quebradiços	Em geral, solúveis em solventes polares e insolúveis em solventes apolares.	Conduzem em solução ou fundidos	NaCl CaF ₂ Na ₂ O MgO KNO ₃
	(Na realidade, não existem moléculas, somente agregados iônicos)							
Covalentes polares	Ligações covalentes	Interação dipolo-dipolo e, em muitos casos, pontes de hidrogênio.	Sólidos, líquidos ou gasosos.	Baixos	Os sólidos são moles	Em geral, solúveis em solventes polares e insolúveis em solventes apolares.	Não conduzem, mesmo liquefeitos.	HF H ₂ O NH ₃ ICl SO ₂
	(Moléculas polares)							
Covalentes apolares	Ligações covalentes	Interação dipolo induzido (forças de London)	Sólidos, líquidos ou gasosos.	Bastante baixos	Os sólidos são moles	Em geral, solúveis em solventes apolares e insolúveis em solventes polares.	Não conduzem, mesmo liquefeitos.	H ₂ O ₂ N ₂ Cl ₂ I ₂
	(Moléculas apolares)							
Metais	Atrações e repulsões eletrostáticas entre os íons positivos e a nuvem eletrônica móvel	Atrações e repulsões eletrostáticas entre os íons positivos e a nuvem eletrônica móvel	Sólidos e a 25°C existe uma exceção importante, o Hg que é líquido.	Bem variados, muitas vezes baixos, mas em geral altos.	Moles e maleáveis	Em geral, insolúveis. Quando solubilizam é porque reagiram, incorporando-se a uma substância na forma de cátions.	São muito bons condutores de corrente elétrica, principalmente no estado sólido.	Na Cu Fe Hg Pb Au Ag Pb Al
	(Na realidade, o conjunto cristalino metálico constitui uma macromolécula, embora nas reações indiquemos o metal como monoatômico (Me))							

EXERCÍCIOS

- 1) Como pode ser explicada a ligação metálica?
- 2) Como são, de modo geral, os PF e PE dos metais e por quê?
- 3) Como se explica a condução de corrente elétrica nos metais?
- 4) Por que os metais são bons condutores de calor?
- 5) Por que os metais são dúcteis e maleáveis?

- 6) Uma substância A conduz corrente elétrica quando fundida ou quando em solução aquosa. Outra substância B, só a conduz em solução de solvente apropriado. E uma terceira, C, a conduz no estado sólido. Qual o tipo de ligação existente em cada uma das substâncias A, B e C?
- 7) Decida se as seguintes afirmativas são verdadeiras ou falsas:
- a) () Um pedaço de metal sólido é constituído por moléculas.
 - b) () Quando átomos de metal se unem por ligação metálica, eles passam a ficar com o octeto completo.
 - c) () Num retículo cristalino metálico os átomos podem estar unidos por ligações iônicas ou covalentes.
 - d) () Metais são bons condutores de corrente elétrica, pois apresentam elétrons livres.
 - e) () Metais são bons condutores de calor, pois apresentam elétrons livres.
 - f) () O ferro é um metal que apresenta alta resistência à tração, daí ser usado em cabos de elevadores e em construção civil.
- 8) O que é uma liga metálica? Com que objetivos, em certas circunstâncias, são utilizadas ligas metálicas no lugar dos metais puros?
- 9) Diga quais são os metais presentes nas ligas abaixo:
- a) bronze
 - b) latão
 - c) aço
 - d) ouro 18 quilates
 - e) aço inoxidável
 - f) amálgama dental
 - g) solda
- 10) Resolva as questões, considerando somente os metais que fazem parte de seu cotidiano:
- a) Qual o único metal líquido a 20 °C?
 - b) Cite um metal de cor avermelhada.
 - c) Cite um metal constituinte das panelas e latas.
 - d) Cite um metal que você considera denso.
 - e) Cite um metal constituinte da lataria dos automóveis.
 - f) Cite três metais que são utilizados na manufatura de peças de ornamento (jóias).

TABELAS

Segundo o Diagrama de Pauling:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d

Escala de eletronegatividade de Pauling

H 2,1																	He -
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,55	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,19	S 2,58	Cl 3,0	Ar -
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,6	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -
Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Ku	Ha													

Tabela de Cátions

NOX FIXO				NOX VARIÁVEL			
+1	+2	+3		+1	+2	+3	+4
IA Ag ⁺ H ⁺ NH ₄ ⁺	IIA Zn ²⁺ Cd ²⁺	Al ³⁺ Bi ³⁺		Cu ⁺ Hg ₂ ²⁺	<u>Pt²⁺</u> <u>Cu²⁺</u> <u>Hg²⁺</u> Fe ²⁺ Cr ²⁺ <u>Ni²⁺</u> <u>Co²⁺</u> <u>Mn²⁺</u>	<u>Fe³⁺</u> <u>Cr³⁺</u> Ni ³⁺ <u>Co³⁺</u> Mn ³⁺ <u>Au³⁺</u>	Pt ⁴⁺ Mn ⁴⁺ Pb ⁴⁺ Sn ⁴⁺ <u>Ti⁴⁺</u>
				Au ⁺	<u>Pb²⁺</u> <u>Sn²⁺</u> <u>Ti²⁺</u>		

OBS: Quando o elemento forma mais de um cátion, destacou-se o de valência mais comum.

Referências bibliográficas

- **Usberco**, João e **Salvador**, Edgard. *Química*, volume 1. São Paulo: Saraiva, 1996
- **Usberco**, João e **Salvador**, Edgard. *Química*, volume 1. São Paulo: Saraiva, 2000
- **Usberco**, João e **Salvador**, Edgard. *Química*, volume único. São Paulo: Saraiva, 1996
- **Carvalho**, Geraldo Camargo de. *Química Moderna 1*. São Paulo : Scipione, 1995
- **Carvalho**, Geraldo Camargo de. *Química Moderna 3*. São Paulo : Scipione, 1995
- **Gallo**, Netto, Carmo. *Química : da teoria à realidade*, volume 1 (Química Geral). São Paulo: Scipione, 1996
- **Peruzzo**, Tito Miragaia e **Canto**, Eduardo Leite do. *Química: na abordagem do cotidiano*, volume único. São Paulo: Moderna.
- **Peruzzo**, Tito Miragaia e **Canto**, Eduardo Leite do. *Química: na abordagem do cotidiano*, volume 1 (Química Geral). São Paulo: Moderna.
- **Fonseca**, Martha Reis da. *Química : Química geral*. São Paulo: FTD.
- **Fonseca**, Martha Reis da. *Química Integral*, 2.º grau: volume único. São Paulo: FTD.
- **Feltre**, Ricardo. *Química*, volume 1 (Química Geral). São Paulo: Moderna.
- **Nabuco**, João Roberto da Paciência e **Barros**, Roberto Vizeu. *Química: geral e inorgânica*. Rio de Janeiro: Ao Livro Técnico.
- **Politi**, Elie. *Química: curso completo*. São Paulo: Moderna.
- **Brady**, James E. e **Humiston**, Gerard E. *Química Geral*, vol. 1 e 2. Rio de Janeiro: LTC – Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 1986
- **Silva**, Ronaldo Henriques da e **Silva**, Edson Braga da. *Curso de Química 1*. São Paulo: editora HARBRA Ltda.
- **Novais**, Vera Lúcia Duarte de . *Química* , volume 1. São Paulo : Atual, 1999